*Серия «Библиотека школьника»*

Н.А. Копылова

# ШПАРГАЛКА ПО ХИМИИ

***Издание второе***

Ростов-на-Дону
«Феникс»
2012

УДК 375.167.1:54
ББК 24я721
КТК 444
К65

Копылова Н.А.
К65 Шпаргалка по химии / Н.А. Копылова. — Изд. 2-е. — Ростов н/Д : Феникс, 2012. — 94 с. — (Библиотека школьника).

ISBN 978-5-222-19055-5

Пособие содержит основные сведения по всем разделам школьного курса химии. Наглядное изложение материала поможет быстро найти и усвоить необходимую информацию.

Пособие может быть использовано при подготовке школьников к контрольным работам, экзаменам, вступительному ЕГЭ.

Рассчитано на школьников, выпускников, абитуриентов, школьных учителей.

ISBN 978-5-222-19055-5 УДК 375.167.1:54
ББК 24я721

© Текст: Копылова Н.А., 2011
© Оформление: ООО «Феникс», 2012

# ОБЩАЯ ХИМИЯ

## Атомно-молекулярное учение. Основные законы химии

*Молекула* — это наименьшая частица данного вещества, обладающая его химическими свойствами. Химические свойства молекулы определяются ее составом и химическим строением.

*Атом* — электронейтральная частица, состоящая из положительно заряженного ядра и отрицательно заряженных электронов

*Основы атомно-молекулярного учения* были развиты и впервые применены в химии М.В. Ломоносовым:

а) каждое вещество состоит из мельчайших, неделимых физическими методами, частиц (корпускул, молекул);

б) молекулы находятся в постоянном, самопроизвольном движении;

в) молекулы состоят из атомов (элементов);

г) атомы характеризуются определенным размером и массой;

д) молекулы могут состоять из одинаковых или различных атомов.

*Массы атомов и молекул* выражают в относительных величинах — атомных единицах массы. Они называются ***относительными атомными и молекулярными массами*** соответственно.

*Атомная единица массы (а.е.м.)* — 1/12 часть массы атома изотопа углерода $^{12}C$. Поэтому а.е.м. иногда называют *углеродной единицей* (у.е.). Масса 1 у.е. = = 0,012 (кг/моль)/6 · $10^{23}$(1/моль) = 1,66 · $10^{-27}$ кг.

*Атомная масса химического элемента ($A_r$)* — величина, равная отношению средней массы атома естественного изотопического состава элемента к 1/12 массы атома углерода $^{12}C$.

*Молекулярная масса химического вещества ($M_r$)* — масса молекулы, выраженная в а.е.м. Показывает, во сколько раз масса молекулы данного вещества больше 1/12 массы атома $^{12}C$.

*Моль* — единица количества вещества. Моль равен количеству вещества, содержащему столько структурных единиц (молекул, атомов, ионов, электронов и т. д.), сколько атомов содержится в 0,012 кг изотопа углерода $^{12}C$. В 0,012 кг $^{12}C$ содержится 6,02 · $10^{23}$ атомов. Это число обозначается $N_A$ = 6,02 · $10^{23}$ моль$^{-1}$ и называется ***постоянной Авогадро.***

*Молярная масса (М)* — масса 1 моль вещества, величина, равная отношению массы вещества к количеству вещества. Молярная масса имеет размерность кг/м, но в химии чаще используется размерность г/моль; в этом случае молярная масса численно равна молекулярной массе.

*Молярный объем* — объем 1 моль вещества ($V_M$, м$^3$/моль). Для веществ в твердом и жидком состоянии чаще используют единицы см$^3$/моль; для газообразных веществ — л/моль.

## Основные законы химии

| Название | Формулировка |
| --- | --- |
| Закон сохранения массы веществ | Масса веществ, вступивших в реакцию, равна массе веществ, образовавшихся в результате реакции |
| Закон постоянства состава веществ | Всякое чистое вещество независимо от способа его получения всегда имеет постоянный качественный и количественный состав |
| Закон эквивалентов | При химических реакциях вещества реагируют одно с другим в массовых соотношениях, пропорциональных их эквивалентам |
| Закон кратных отношений | Если два элемента образуют несколько соединений, то массы одного из элементов в разных соединениях относятся между собой как целые числа |
| Закон объемных соотношений | Объемы вступающих в реакцию газов при одинаковых условиях (температуре и давлении) относятся друг к другу как простые целые числа |
| Закон Авогадро | В равных объемах любых газов, взятых при одной и той же температуре и при одинаковом давлении, содержится одно и то же число молекул |
| Закон суммы тепловых эффектов реакций (закон Гесса) | Общий тепловой эффект химической реакции не зависит от тепловых эффектов промежуточных стадий процесса, а зависит только от тепловых эффектов начального и конечного состояния реагирующих веществ |
| Закон действия масс (действующих масс) | Скорость химической реакции при данной температуре прямо пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ. Математическое выражение закона: $v = k[A]\cdot[B]$. Если реакция выражается условным уравнением $nA + mB = C$, то выражение принимает вид: $v = k[A]^n\cdot[B]^m$. Коэффициент $k$ — константа скорости реакции |
| Периодический закон | Свойства химических элементов и их соединений находятся в периодической зависимости от заряда ядер их атомов |

# Основы теории строения атома

*Ядро* атома — образование из протонов и нейтронов, находящееся в центральной части атома. Ядра всех атомов, кроме ядра атома водорода, состоят из $Z$ протонов и $(A - Z)$ нейтронов, где $Z$ — порядковый номер элемента, $A$ — массовое число. Массовое число $A$ указывает суммарное число протонов $Z$ и нейтронов $N$ в ядре атома, то есть: $A = Z + N$.

**Квантовые числа.** С точки зрения квантовой механики вся совокупность сложных движений электрона в атоме описывается четырьмя квантовыми числами: главным $n$, побочным $l$, магнитным $m$ и спиновым $s$.

## Основные правила и принципы заполнения электронами энергетических уровней

**Принцип наименьшей энергии.** Каждый электрон в атоме занимает свободную орбиталь с наиболее низкой энергией, отвечающей его прочной связи с ядром. Последовательность возрастания энергии называется *шкалой энергии*.

Шкала энергии

1 2 3 4 5 6 7

1*s* | 2*s*,2*p* | 3*s*,3*p* | 4*s*,3*d*,4*p* | 5*s*,4*d*,5*p* | 6*s*,4*f*,5*d*,6*p* | 7*s*,5*f*,6*d*,7*p*

**Принцип Паули.** В атоме не может быть двух электронов, обладающих одинаковыми свойствами или в атоме не может быть двух электронов, у которых все четыре квантовых числа были бы одинаковыми. Следствие: максимально возможное количество электронов на энергетическом уровне $N = 2n^2$.

**Правило Хунда (Гунда).** В пределах определенного подуровня электроны располагаются таким образом, чтобы их суммарный спин был максимальным, т. е. электроны любого энергетического подуровня стремятся заполнить максимальное числю энергетических ячеек, в первую очередь располагаясь в каждой из них по одному.

### Распределение электронов в атоме (I–III периоды периодической системы)

| Период | Заряд | Элемент | Количество электронов на орбиталях | | |
|---|---|---|---|---|---|
| | | | 1*s* | 2*s*2*p* | 3*s*3*p*3*d* |
| I | 1 | Водород | 1 | | |
| | 2 | Гелий | 2 | | |
| II | 3 | Литий | 2 | 1 | |
| | 4 | Бериллий | 2 | 2 | |
| | 5 | Бор | 2 | 2 1 | |
| | 6 | Углерод | 2 | 2 2 | |
| | 7 | Азот | 2 | 2 3 | |
| | 8 | Кислород | 2 | 2 4 | |
| | 9 | Фтор | 2 | 2 5 | |
| | 10 | Неон | 2 | 2 6 | |
| III | 11 | Натрий | 2 | 2 6 | 1 |
| | 12 | Магний | 2 | 2 6 | 2 |
| | 13 | Алюминий | 2 | 2 6 | 2 1 |
| | 14 | Кремний | 2 | 2 6 | 2 2 |
| | 15 | Фосфор | 2 | 2 6 | 2 3 |
| | 16 | Сера | 2 | 2 6 | 2 4 |
| | 17 | Хлор | 2 | 2 6 | 2 5 |
| | 18 | Аргон | 2 | 2 6 | 2 6 |

## Изотопы

Исследования показали, что в природе существуют атомы одного и того же элемента с различной массой. Они получили название изотопов. Разновидности атомов одного элемента, обладающие одинаковыми зарядами ядер, но разными

массовыми числами, называются *изотопами*. Ядра этих атомов содержат одинаковое число протонов, но разное число нейтронов. Нейтроны своим присутствием в ядре изменяют его массу, но не заряд. Они также не влияют на число электронов и структуру электронных оболочек. Следовательно, изменение числа нейтронов в ядре не приводит к изменению химической природы элемента.

# Периодический закон Д.И. Менделеева

***Периодический закон.*** *Свойства простых веществ, а также формы и свойства соединений химических элементов находятся в периодической зависимости от величины заряда ядер элементов или от порядкового номера элементов.*

***Периодическая система Д.И. Менделеева.*** В соответствии с открытым им законом Д.И. Менделеев составил периодическую систему элементов, которая является графическим изображением периодического закона.

## Физический смысл периодического закона и периодической системы элементов Д.И. Менделеева

**Порядковый номер элемента.** Заряд ядра, который определяет число электронов в электронной оболочке атома, ее строение, все свойства элемента.

**Период.** Переход от периода *n* к периоду *n* + 1 характеризуется изменением числа электронных оболочек (энергетических уровней) атома и их структуры. Это приводит к скачкообразному изменению химических свойств элементов следующего периода.

**Группа.** Группа отражает структуру внешних электронных оболочек атома. Номер группы, как правило, указывает число электронов, которые могут участвовать в образовании химических связей.

**Подгруппа.** В главной подгруппе объединены элементы со сходным строением внешнего электронного уровня, причем число электронов на внешнем уровне равно номеру группы. У элементов побочных подгрупп валентными являются электроны не только внешних, но и предпоследних уровней.

## Характеристики, определяющие свойства элементов и их соединений

**Энергия ионизации.** *Энергия ионизации — энергия, необходимая для отрыва электрона от электронейтрального атома.* Она измеряется в электрон-вольтах. Энергия ионизации связана с химическими свойствами элементов, характеризует прочность химической связи. Наименьшей энергией ионизации обладают самые активные металлы, наибольшей — атомы благородных газов.

**Сродство к электрону.** *Сродство к электрону — это энергия, которая выделяется при присоединении к атому одного электрона.* Как и энергия ионизации, сродство к электрону выражается в электрон-вольтах. Чем больше сродство к электрону, тем легче атом присоединяет электрон. Наибольшее сродство к электрону у неметаллов.

**Электроотрицательность.** *Электроотрицательность — способность атома в соединении притягивать к себе электроны, т. е. приобретать отрицательный заряд.* Электроотрицательность — величина условная, для ее расчета существуют специальные методы.

### Квантовые числа

**Главное квантовое число *n*.** Определяет общую энергию электрона на данной орбитали и его удаленность от ядра. Главное квантовое число может принимать любые целые значения, начиная с единицы ($n$ = 1, 2, 3, ...). Максимальное число электронов на энергетическом уровне равно удвоенному квадрату уровня: $N = 2n^2$, где $N$ — число электронов; $n$ — номер уровня, считая от ядра или главное квантовое число. Значение $n$: 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7. Обозначения: *K, L, M, N, O, P, Q*.

**Орбитальное квантовое число *l*.** Различия в энергетическом состоянии электронов, принадлежащих к различным подуровням данного энергетического уровня, характеризует побочное квантовое число $l$. Оно может принимать целочисленные значения от 0 до $n - 1$. Значения $l$: 0, 1, 2, 3, 4, 5. Обозначения: *s, p, d, f, g, h*. В этом случае говорят о *s*-, *p*-, *d*-, *f*-, *g*-состояниях электрона или *s*-, *p*-, *d*-, *f*-, *g*-, *h*-орбиталях.

**Магнитное квантовое число *m*.** Движение электрона по замкнутой орбите вызывает возникновение магнитного поля. Состояние электрона, обусловленное орбитальным магнитным моментом (в результате движения электрона по орбите), характеризуется магнитным квантовым числом. Оно определяет ориентацию электронного облака в пространстве. Магнитное квантовое число может принимать значения любых целых чисел от $-l$ до $+l$, включая 0, т. е. всего $(2l + 1)$ значений.

**Спиновое квантовое число *s*.** Для полного объяснения всех свойств атома была выдвинута гипотеза о наличии у электрона так называемого *спина*. Это связано с движением электрона вокруг собственной оси. Возможны только два направления вращения, поэтому спиновое квантовое число может иметь только два значения: $+\frac{1}{2}$ или $-\frac{1}{2}$.

### Закономерности изменения свойств элементов по группам и периодам периодической системы Д.И. Менделеева

Строение атома обусловливает следующие закономерности изменения свойств элементов по группам и периодам периодической системы:

а) в периоде слева направо ослабляются металлические и усиливаются неметаллические свойства элементов; в подгруппе с ростом порядкового номера усиливаются металлические свойства и ослабевают неметаллические;

б) энергия ионизации для элементов одного периода возрастает слева направо с увеличением заряда ядра. В подгруппе она уменьшается сверху вниз вследствие роста расстояния от электрона до ядра;

в) электроотрицательность в периоде возрастает с увеличением номера элемента, в группе — уменьшается. Ее значение служит мерой неметаллличности элемента.

## Химическая связь

***Химическая связь*** — взаимодействие атомов, приводящее к образованию молекул или веществ, не имеющих молекулярного строения (с атомной или ионной кристаллической решеткой).

## Виды химической связи

| Вид связи | Определение | Условия взаимодействия | Пример |
|---|---|---|---|
| Ковалентная (полярная и неполярная) | Химическая связь между двумя элементами, которая осуществляется за счет образования общих электронных пар | В случае *ковалентной неполярной связи* общая электронная пара в одинаковой степени принадлежит обоим атомам. *Ковалентная полярная* — связь между атомами элементов с различной электроотрицательностью | Двухатомные молекулы $H_2$, $Cl_2$, $O_2$, $N_2$, $F_2$. $HCl$, $H_2S$, $NH_3$ |
| Ионная | Химическая связь, возникающая между ионами за счет электростатического притяжения | Ионная связь существует между типичными металлами и неметаллами, между атомами металлов и атомами кислорода в солях кислородсодержащих кислот и в щелочах | $NaCl$, $K_2O$, $NaF$ |
| Металлическая | Химическая связь, которая осуществляется совокупностью обобществленных валентных электронов в кристаллической решетке металла | Атомы или ионы металлов в узлах кристаллической решетки, между ними относительно свободные электроны | Металлы |
| Водородная (внутримолекулярная и межмолекулярная) | Слабая связь, возникающая между атомом водорода и электроотрицательным элементом, имеющим свободную пару электронов | Атом водорода в составе сильно полярной связи и сильно электроотрицательный атом со свободной электронной парой | $H_2O$, $HF$, молекулы белков |

***Гибридизация атомных орбиталей*** — «смещение» валентных орбиталей, выравнивание их по форме и энергии. Гибридизация орбиталей может происходить в том случае, когда в образовании связей одновременно участвуют электроны, которые принадлежат к различным типам орбиталей. Гибридизация обусловливает более сильное перекрывание электронных облаков и приводит к образованию более прочных связей.

## Виды гибридизации

| Тип гибридизации | Определение |
|---|---|
| $sp$ | Гибридизация одной $s$- и одной $p$-орбитали. При образовании химической связи эти две различные орбитали превращаются в две одинаковые гибридные орбитали, направленные под углом 180° друг к другу, т. е. эти связи имеют противоположное направление. Две оставшиеся негибридизированные $p$-орбитали расположены во взаимно перпендикулярных областях. Примеры молекул с $sp$-гибридизацией — галогениды бериллия ($BeF_2$, $BeCl_2$ и т. д.), цинка, ртути, молекула ацетилена |
| $sp^2$ | Гибридизация одной $s$- и двух $p$-орбиталей. При этом формируются три одинаковые $sp^2$-гибридные орбитали, расположенные в одной плоскости под углом 120° друг к другу. Пример — этилен, бензол, соединения бора |
| $sp^3$ | Гибридизация одной $s$- и трех $p$-орбиталей. Пример — молекула метана $CH_4$. Ввиду относительной близости значений энергии $2s$- и $2p$-электронов, эти электроны могут взаимодействовать между собой в ходе образования химической связи с электронами другого атома, давая четыре равноценных гибридных электронных облака. Тетраэдрические молекулы |

## Классификация химических реакций

| Признак | Реакции | Примеры |
|---|---|---|
| Выделение или поглощение теплоты | *Экзотермические* (реакции, протекающие с выделением теплоты).<br>*Эндотермические* (реакции, протекающие с поглощением теплоты из окружающей среды) | $H_2 + Cl_2 = 2HCl + Q$<br>$C + O_2 = CO_2 + Q$<br>$N_2 + O_2 = 2NO - Q$ |
| Количество и состав веществ, участвующих в реакции | *Соединения* (реакции, в результате которых из двух или нескольких веществ образуется одно новое вещество). | $HCl + NH_3 = NH_4Cl$ |
| | *Разложения* (реакции, в результате которых из одного вещества образуется несколько новых веществ). | $2NgO = 2Ng + O_2$ |
| | *Замещения* (реакции между простыми и сложными веществами, в результате которых атомы простого вещества замещают атомы одного из элементов в молекуле сложного вещества). | $Pb(NO_3)_2 + Zn =$<br>$= Zn(NO_3)_2 + Pb$ |
| | *Обмена* (реакции, в результате которых два вещества обмениваются своими составными частями, образуя два новых вещества) | $KCl + AgNO_3 =$<br>$= KNO_3 + AgCl\downarrow$ |

| Признак | Реакции | Примеры |
|---|---|---|
| Обратимость | *Обратимые* (реакции, протекающие одновременно во взаимопротивоположных направлениях). *Необратимые* (реакции, идущие в одном направлении и протекающие до конца) | $H_2 + I_2 \leftrightarrows 2HI$<br>$N_2 + 3H_2 \leftrightarrows 2NH_3$<br>$Zn + 2HCl = ZnCl_2 + H_2\uparrow$ |
| Изменения степени окисления атомов, входящих в состав реагирующих веществ | Реакции, протекающие *без изменения степени окисления* атомов реагирующих веществ. *Окислительно-восстановительные реакции* (протекают с изменением степени окисления атомов реагирующих веществ) | $H^{+1}N^{+5}O_3^{-2} + K^{+1}O^{-2}H^{+1} =$<br>$= K^{+1}N^{+5}O_3^{-2} + H_2^{+1}O^{-2}$<br>$2K^{+1}Cl^{+5}O_3^{-2} =$<br>$= 2K^{+1}Cl^{-1} + 3O^{0}_2$ |
| По участию катализатора | *Каталитические* — реакции, протекающие в присутствии катализатора. *Некаталитические* — реакции, протекающие без участия катализатора | $CH_2{=}CH_2 + H_2 \xrightarrow{t, Ni} CH_3{-}CH_3$<br>$NaOH + HCl =$<br>$= NaCl + H_2O$ |
| По фазовому состоянию | *Гомогенные реакции* (реагирующие вещества находятся в одном агрегатном состоянии). *Гетерогенные реакции* (реагирующие вещества находятся в различных агрегатных состояниях) | $\underset{г}{H_2} + \underset{г}{I_2} \leftrightarrows \underset{г}{2HI}$<br>$\underset{тв}{Zn} + \underset{ж}{2HCl} = ZnCl_2 + \underset{г}{H_2\uparrow}$ |

## Валентность и степень окисления

***Валентность*** определяется числом химических связей, которыми данный атом соединен с другими. Она характеризует способность атомов элементов к образованию химических связей. Число связей, которые может образовать атом, равно числу его неспаренных электронов. Для двух- и трехатомных молекул валентность атома элемента определяется числом неспаренных электронов в нем, идущих на образование общих электронных пар. При этом не учитывается полярность образовавшихся связей, поэтому валентность не имеет знака. В простом веществе валентность равна нулю. За ***единицу валентности*** принята валентность водорода. ***Валентные электроны*** — электроны, которые участвуют в образовании химических связей между атомами

***Степень окисления — это условный заряд атома в соединении, вычисленный исходя из предположения, что оно состоит только из ионов.*** Степень окисления может иметь нулевое, положительное и отрицательное значение. Отрицательное значение степени окисления имеют атомы, которые приняли электроны от других атомов или же общее электронное облако смещено в их сторону. Так, атом фтора имеет постоянную степень окисления, равную –1. Положительные степени окисления имеют элементы, отдающие электроны или электронное облако смещено от них к другим атомам. Например, щелочные металлы обычно имеют степень окисления +1. Нулевые значения степени окисления имеют элементы в простых

веществах. В молекулах водорода, хлора, азота электронное облако в равной степени принадлежит обоим атомам.

## Окислительно-восстановительные реакции

| | |
|---|---|
| *Окислительно-восстановительные реакции* — химические реакции, протекающие с изменением степени окисления элементов, входящих в состав реагирующих веществ. Степень окисления элементов в химических реакциях меняется потому, что чаще всего их атомы отдают или присоединяют электроны, образуя вещества с ионными связями | |
| *Окисление* — процесс отдачи электронов атомом, молекулой или ионом | *Восстановление* — процесс присоединения электронов атомом, молекулой или ионом |
| ***Важнейшие окислители:***<br>а) простые вещества: $F_2$ (один из наиболее активных окислителей), $Cl_2$, $Br_2$, $I_2$ (один из малоактивных окислителей), кислород, сера;<br>б) кислородсодержащие кислоты и их соли. Концентрированная серная кислота, азотная кислота и ее соли, перманганат калия, бихромат калия. Кислородсодержащие кислоты хлора ($HClO$, $HClO_3$, $HClO_4$) и их соли. Высокой окислительной активностью обладают некоторые оксиды: $CrO_3$, $Mn_2O_7$;<br>в) ионы переходных металлов в высших степенях окисления, например, $Fe^{+3}$, $Cu^{+2}$;<br>г) ряд других веществ: озон $O_3$, перекись водорода $H_2O_2$, перекиси металлов: $Na_2O$, $CaO_2$ и т. д., а также $PbO_2$, $MnO_2$ | ***Важнейшие восстановители:***<br>а) металлы, в особенности щелочные и щелочноземельные;<br>б) водород, углерод, оксид углерода (II);<br>в) бескислородные кислоты и их соли, точнее: ионы $I^-$, $S^{2-}$, в меньшей степени $Br^-$. Ионы $F^-$, $Cl^-$, $O^{2-}$ восстановительной способностью не обладают. Восстановителем является водород в составе гидридов: $NaH$, $KH$, $CaH_2$ и т. д. |

## Классификация окислительно-восстановительных реакций

*Межмолекулярные реакции.* К межмолекулярным относятся реакции, в которых окислитель и восстановитель находятся в разных веществах. К этому типу относятся все ранее рассмотренные окислительно-восстановительные реакции:

$Mn^{+4}O_2 + 4HCl^- = Mn^{+2}Cl_2 + Cl_2^0 + 2H_2O$.

*Внутримолекулярные реакции.* Характерной особенностью этого типа реакций является то, что одна составная часть молекулы выполняет функцию донора электронов (восстановителя), а другая — их акцептора (окислителя):

$2H_2O = 2H_2 + O_2$; $NH_4NO_2 = N_2 + 2H_2O$.

*Реакции диспропорционирования* характерны для веществ, содержащих атомы с промежуточной степенью окисления. В процессе реакции происходит одновременное увеличение и уменьшение степени окисления атомов одного и того же элемента:

$4NaCl^{+5}O_3 = 3NaCl^{+7}O_4 + NaCl^-$; $3HN^{+3}O_2 = HN^{+5}O_3 + 2N^{+2}O + H_2O$.

*Реакции контропорционирования*: атомы окислителя и восстановителя являются атомами одного химического элемента с различной степенью окисления и могут входить как в состав одного вещества, так и в состав различных веществ:

$N^{-3}H_4N^{+5}O_3 \xrightarrow{t} N_2^{+1}O + 2H_2O; 2H_2S^{-2} + S^{+4}O_2 \rightarrow 3S^0 + 2H_2O.$

## Скорость химических реакций

Раздел химии, изучающий скорость химических реакций и влияние на нее различных факторов, называется ***химической кинетикой.***

***Скорость гомогенной химической реакции*** — изменение концентрации одного из реагирующих веществ в единицу времени в единице объема системы. Выражается формулой:

$$\upsilon = \frac{-\Delta C}{\Delta t},$$

где $\Delta C$ — изменение концентрации одного из реагирующих веществ:

$\Delta t$ — промежуток времени. Единица измерения скорости гомогенной реакции — моль/ (л · с) или моль/дм$^3$ · с.

***Скорость гетерогенной химической реакции*** — количество вещества, вступившего в реакцию или образовавшегося в результате реакции за единицу времени на единице поверхности.

Формула для скорости гетерогенной реакции:

$$\upsilon = \frac{-\Delta C}{S},$$

где $S$ — площадь поверхности.

Единица измерения скорости гетерогенной реакции — моль/ м$^2$ · с или моль/дм$^2$ · с.

В обоих уравнениях скорости химических реакций стоит знак минус. Это связано с тем, что, несмотря на убыль реагирующего вещества ($\Delta C$ отрицательное), скорость реакции может быть только положительной величиной.

## Энергия активации. Тепловой эффект химических реакций

*Теория активации*: в химическое взаимодействие вступают только активные молекулы, обладающие запасом энергии, лежащим не ниже определенного уровня, характерного для данной реакции. Неактивные молекулы можно привести в активное состояние. Для этого им необходимо сообщить дополнительную энергию. Этот процесс называется **активацией**. **Энергия, которую необходимо сообщить молекулам реагирующих веществ, чтобы превратить их в активные, называется энергией активации**. Энергию активации обозначают буквой $E_a$ и обычно выражают в кДж/моль. Чтобы реагирующие вещества могли вступить в реакцию, они должны преодолеть энергетический барьер. На это и затрачивается энергия активации $E_a$, на величину которой возрастает энергия системы. При этом в ходе реакции реагирующие вещества образуют промежуточную неустойчивую группировку, называемую *переходным состоянием или активированным*

*комплексом*. Распад этого комплекса приводит к образованию продукта реакции. Если при распаде активированного комплекса выделяется энергии больше, чем необходимо для активации реагирующих частиц, то данная реакция будет **экзотермической**, в противном случае — **эндотермической**. Разность энергий конечного и исходного состояний системы называется **тепловым эффектом** $Q$:

$$Q = E_{кон.} - E_{исх.}.$$

## Катализ и катализаторы

**Катализаторы** — вещества, увеличивающие скорость химических реакций за счет понижения энергии активации. Реакции, протекающие с участием катализаторов, называются ***каталитическими***. Вещества, уменьшающие скорость химических реакций за счет увеличения энергии активации, называются ***ингибиторами***.

Катализаторы имеют ряд *особенностей*:

а) катализатор не расходуется в ходе химической реакции и не входит в ее конечные продукты;

б) катализаторы способны ускорять химический процесс, присутствуя в реакционной системе даже в чрезвычайно малых количествах;

в) действие катализаторов избирательно: вещество, ускоряющее протекание данной химической реакции, может оказаться совершенно неэффективным для другой.

### Химическое равновесие

<table>
<tr><td>Обратимыми называются реакции, которые одновременно протекают в двух противоположных направлениях.<br>Пример: $H_2 + I_2 \rightleftarrows 2HI$</td><td>Реакции, протекающие в одном направлении и заканчивающиеся полным преобразованием исходных реагирующих веществ в конечные, называются необратимыми.<br>Пример: $Zn + 2HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2\uparrow$</td></tr>
<tr><td colspan="2">Реакция считается необратимой, если:<br>а) образующиеся продукты уходят из сферы реакции — выпадают в виде осадка или выделяются в виде газа;<br>б) образуется малодиссоциированное соединение — вода, слабая кислота или слабое основание, комплексная соль;<br>в) химическая реакция идет с выделением теплоты</td></tr>
<tr><td colspan="2">Состояние реагирующей смеси, когда скорости прямой и обратной реакций равны, называется химическим равновесием</td></tr>
<tr><td colspan="2">Условия смещения химического равновесия<br>На равновесие системы могут влиять следующие параметры:<br>а) концентрация веществ;<br>б) температура;<br>в) давление (если есть газовая фаза).<br>Изменение этих параметров приводит к нарушению равновесия на основании принципа Ле-Шателье: если на систему, находящуюся в равновесии, производится какое-либо внешнее воздействие (изменение концентрации, температуры, давления), то оно благоприятствует протеканию той из двух противоположных реакций, которая ослабляет воздействие</td></tr>
</table>

# Растворы

***Растворы*** — это гомогенные (однородные) системы, состоящие из двух и более компонентов и продуктов их взаимодействия.

### Классификация растворов

| | | |
|---|---|---|
| *По агрегатному состоянию* | | |
| Жидкие | Твердые | Газообразные |
| *По степени достижения пределов растворимости* | | |
| Ненасыщенные | Насыщенные | Пересыщенные |
| *По отношению к электрическому току* | | |
| Электролиты | Неэлектролиты | |
| *По содержанию растворенного вещества* | | |
| Концентрированные | Разбавленные | |
| *По типу растворителя* | | |
| Водные | Неводные | |

### Выражение концентраций растворов

| Название | Определение | Формула |
|---|---|---|
| Массовая доля вещества в растворе | Количество (в г) растворенного вещества в 100 г раствора | $w_в = \frac{m_в}{m}$, где $w_в$ — массовая доля растворенного вещества; $m_в$ — масса растворенного вещества; $m$ — общая масса раствора |
| Процентная концентрация | Содержание растворенного вещества, в % | $W \cdot 100\%$ |
| Молярность | Число молей растворенного вещества в 1 л раствора | $C = \frac{\nu}{V}$ моль/л, где $\nu$ — моль; $V$ — объем раствора, л |
| Нормальность (эквивалентная концентрация) | Число эквивалентов растворенного вещества в 1 л раствора | $C_{экв.} = \nu_{экв.}/V$, где $\nu_{экв.}$ — количество эквивалентов; $V$ — объем раствора, л |
| Моляльность | Число молей растворенного вещества на 1000 г растворителя | $C(X) = \nu(X)/M$, где $\nu(X)$ — моль растворенного вещества; $M$ — масса растворителя в кг |

# Растворимость

***Растворимость*** — свойство веществ растворяться в воде или другом растворителе.

***Коэффициент растворимости (S).*** Количественно растворимость выражается максимальным числом граммов вещества, которое можно растворить в 100 г растворителя при данной температуре.

***Произведение растворимости*** — произведение концентраций ионов малорастворимого электролита в его насыщенном растворе. Является постоянной величиной: $Me_mA_n \leftrightarrow mMe^{n+} + nA^{m-}$; $ПР = [Me^{n+}]^m \cdot [A^{m-}]^n$.

# Электролитическая диссоциация

***Электролитическая диссоциация*** — процесс распада вещества на ионы под действием растворителя.

<table>
<tr><th>Электролиты</th><th>Неэлектролиты</th></tr>
<tr><td>Вещества, которые в расплаве или водном растворе диссоциируют на ионы и проводят электрический ток. К электролитам относятся кислоты, основания и почти все соли</td><td>Вещества, которые в расплаве или в водном растворе не распадаются на ионы и не проводят электрический ток. К неэлектролитам относится большинство органических соединений, вещества, в молекулах которых имеются ковалентные неполярные связи</td></tr>
<tr><th colspan="2">Теория электролитической диссоциации</th></tr>
<tr><td colspan="2">1. Соли, молекулы кислот и оснований в водном растворе распадаются на положительно и отрицательно заряженные частицы — ионы.<br>2. Положительные ионы называются катионами, так как под действием электрического тока движутся к катоду, а отрицательные ионы получили название анионов, под действием тока движутся к аноду</td></tr>
<tr><td colspan="2">3. Диссоциация является обратимым процессом. В растворах сильных электролитов преобладает процесс распада вещества на ионы. В растворах слабых электролитов непрерывно протекают процессы распада молекул на ионы и объединение ионов в молекулы. Между этими двумя процессами устанавливается динамическое равновесие</td></tr>
<tr><th colspan="2">Степень диссоциации</th></tr>
<tr><td colspan="2">Отношение числа распавшихся на ионы молекул к общему числу растворенных молекул. Выражают следующей формулой: $\alpha = N'/N$, где $\alpha$ — степень диссоциации; $N'$ — число молекул, распавшихся на ионы; $N$ — общее число растворенных молекул</td></tr>
<tr><th>Сильные электролиты</th><th>Слабые электролиты</th></tr>
<tr><td>Вещества, которые при растворении в воде полностью или почти полностью диссоциируют на ионы. К сильным электролитам относятся соли, многие минеральные кислоты, основания щелочных и щелочноземельных металлов</td><td>Вещества, которые в водном растворе лишь частично диссоциируют на ионы. К слабым электролитам относятся почти все органические кислоты, некоторые минеральные кислоты ($H_2CO_3$, $H_2S$, $H_2SiO_3$, $HNO_2$ и др.), многие основания металлов (кроме щелочных и щелочноземельных)</td></tr>
</table>

## Диссоциация кислот, оснований, солей

### Кислоты

| Сильные одноосновные | Слабые одноосновные | Сильные многоосновные | Слабые многоосновные |
|---|---|---|---|
| Диссоциируют необратимо | Диссоциируют обратимо | Диссоциируют ступенчато, по 1-й ступени необратимо, по остальным — обратимо | Диссоциируют ступенчато, по всем ступеням обратимо |

**Основания**

| Сильные одно- и двухкислотные | Слабые одно- и двухкислотные | Амфотерные гидроксиды |
|---|---|---|
| Диссоциируют необратимо в 1 ступень:<br>$NaOH \rightarrow Na^+ + OH^-$ | Диссоциируют обратимо и ступенчато:<br>$Pb(OH)_2 \leftrightarrow PbOH^+ + OH^-$<br>$PbOH \leftrightarrow Pb^{2+} + OH^-$ | Диссоциируют по типу кислоты и основания:<br>$H_2ZnO_2 \leftrightarrow HZnO_2^- + H^+$<br>$HZnO_2^- \leftrightarrow ZnO_2^- + H^+$<br>$Zn(OH)_2 \leftrightarrow ZnOH^+ + OH^-$<br>$ZnOH^+ \leftrightarrow Zn^{2+} + OH^-$ |

**Средние соли**

| Диссоциируют полностью и необратимо |
|---|

**Диссоциация воды.** Вода является слабым электролитом. который диссоциирует на ионы в очень незначительной степени: $H_2O \leftrightarrows H^+ + OH^-$.

*Ионное произведение воды* — произведение концентраций ионов водорода и гидроксид-ионов. При температуре 20 °С ионное произведение воды ($K_в$) — величина постоянная и равна $10^{-14}$: $K_в = [H^+] \cdot [OH^-] = 10^{-7} \cdot 10^{-7} = 10^{-14}$.

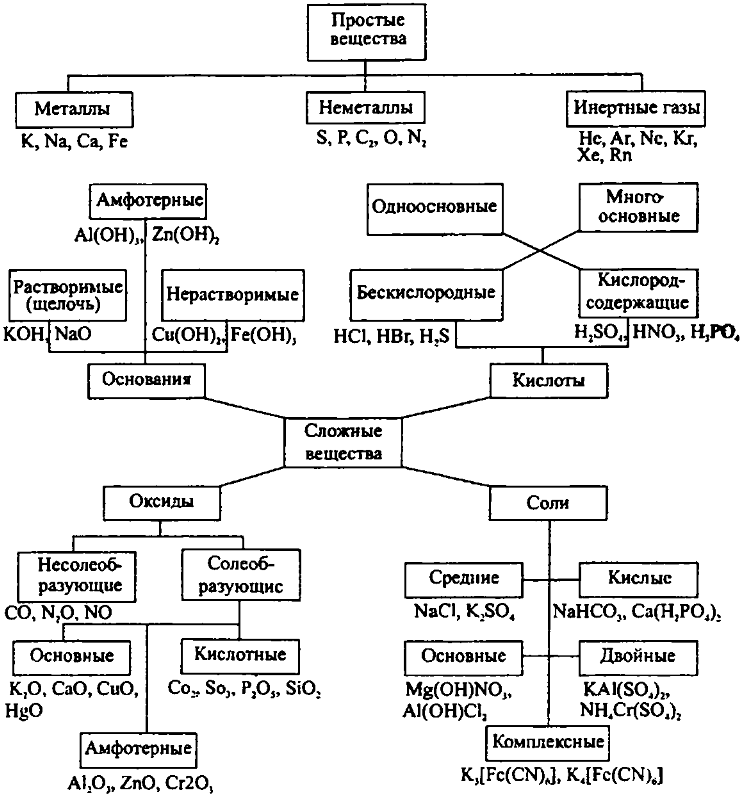
*Водородный показатель или pH* — это отрицательный десятичный логарифм концентрации ионов водорода: $pH = -lg[H^+]$.

В нейтральных растворах pH = 7, в кислых pH < 7, в щелочных pH > 7.

**Реакции ионного обмена и условия их необратимости.** Согласно теории электролитической диссоциации все реакции, протекающие в водных растворах, являются реакциями между ионами. Большинство таких взаимодействий относится к реакциям обмена. Общие условия протекания реакций ионного обмена можно сформулировать так: *реакции обмена ионов в растворах электролитов протекают лишь тогда, когда образуется малодиссоциирующее вещество или вещество, уходящее из раствора в виде осадка или газа.* Таким образом, все реакции ионного обмена в растворах электролитов протекают в направлении связывания ионов.

# НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

## Классификация неорганических соединений




### Генетическая связь неорганических соединений

Металл ⇒ Оксид металла ⇒ Основание

⇑ ⇑ ⇓

Соль ⇔ Соль ⇔ Соль

⇓ ⇓ ⇑

Неметалл ⇒ Оксид неметалла ⇒ Кислота

Связь между классами неорганических соединений, основанная на получении веществ одного класса из веществ другого класса, называется *генетической*.

# Оксиды

*Оксиды* — сложные вещества, в состав которых входят атомы кислорода и какого-либо другого элемента. Общая формула $R_2O_n$.

## Классификация оксидов

| Основные | Кислотные | Амфотерные |
|---|---|---|
| Оксиды, которые при взаимодействии с кислотами и кислотными оксидами образуют *соли*. Основные оксиды образуются металлами с невысокой степенью окисления (+1, +2). Соединения этих оксидов с водой относятся к классу оснований (гидроксидов). Примеры: $Na_2O$, $K_2O$, $CaO$, $MgO$ | Оксиды, которые при взаимодействии с основаниями и основными оксидами образуют *соли*. Соединения кислотных оксидов с водой относятся к классу кислот. Кислотные оксиды образуются металлами и неметаллами в высоких степенях окисления. Примеры: $SO_3$, $P_2O_5$, $CrO_3$ | Оксиды, которые взаимодействуют с кислотами, основаниями, кислотными и основными оксидами с образованием *солей*. Это оксиды металлов в средней степени окисления. Примеры: $ZnO$. $Al_2O_3$, $Cr_2O_3$ |

*По отношению к кислотам и щелочам*

| Солеобразующие | Несолеобразующие |
|---|---|
| Оксиды, которые при взаимодействии с другими оксидами, кислотами и основаниями образуют соли. Солеобразующими оксидами являются *основные*, *кислотные* и *амфотерные* оксиды | Оксиды, которые не образуют солей. Этим оксидам не соответствуют ни основания, ни кислоты. Примером могут служить $CO$, $N_2O$, $NO$ |

## Получение оксидов

| | |
|---|---|
| Горение простых и сложных веществ | $C + O_2 = CO_2$; $2CuS + 3O_2 = 2CuO + 2SO_2$ |
| Разложение сложных веществ | $Cu(OH)_2 = CuO + H_2O$; $BaCO_3 \xrightarrow{t} BaO + CO_2$ |
| Другие способы | $K_2CrO_4 + H_2SO_4 \rightarrow CrO_3\downarrow + K_2SO_4 + H_2O$ |

## Физические и химические свойства оксидов

**Физические свойства.** Физические свойства оксидов разнообразны. Среди них есть газообразные ($CO_2$, $NO$, $SO_2$), жидкие ($N_2O_3$, $N_2O_4$) и твердые вещества ($P_2O_5$, $SiO_2$, основные и амфотерные оксиды). Большинство основных оксидов представляет собой кристаллические вещества ионного характера. Оксиды неметаллов и оксиды металлов с высокой валентностью существуют в виде молекул. Они механически непрочны, имеют низкие температуры плавления и кипения.

### Химические свойства

| Тип оксида | | |
|---|---|---|
| **Основные** | **Кислотные** | **Амфотерные** |
| а) Растворимые в воде основные оксиды вступают в реакцию с водой, образуя основания: $Na_2O + H_2O \rightarrow 2NaOH$. Большинство основных оксидов с водой не взаимодействует; б) основные оксиды взаимодействуют с кислотными оксидами, образуя соли: $Na_2O + SO_3 \rightarrow Na_2SO_4$; в) реагируют с кислотами, образуя соль и воду: $MgO + H_2SO_4 \rightarrow$ $\rightarrow MgSO_4 + H_2O$ | а) Кислотные оксиды взаимодействуют с водой, образуя кислоту: $SO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4$ Не взаимодействует с водой только оксид кремния $SiO_2$; б) при обычных условиях кислотные оксиды реагируют с растворимыми основаниями: $CO_2 + Ba(OH)_2 \rightarrow$ $\rightarrow BaCO_3\downarrow + H_2O$; в) взаимодействуют с основными оксидами с образованием соли: $P_2O_5 + 3CaO \rightarrow Ca_3(PO_4)_2$ | а) Амфотерные оксиды взаимодействуют с кислотами: $ZnO + 2HCl \rightarrow$ $\rightarrow ZnCl_2 + H_2O$; б) реагируют с щелочами, образуя в растворах комплексные соли. При сплавлении твердых веществ образуются средние соли: В растворе: $Al_2O_3 + 2NaOH +$ $+ 3H_2O \rightarrow 2Na[Al(OH)_4]$. При сплавлении: $ZnO + 2NaOH \rightarrow$ $\rightarrow Na_2ZnO_2 + H_2O\uparrow$; в) взаимодействуют с основными и кислотными оксидами, образуя соли; реакции протекают при нагревании или сплавлении: $ZnO + CO_2 \rightarrow ZnCO_3$ $ZnO + K_2O \rightarrow K_2ZnO_2$ |

## Основания

*Основания* (определение Аррениуса) — сложные вещества, которые в водном растворе образуют гидроксид-ионы $OH^-$.

### Классификация оснований

| По отношению к воде | | |
|---|---|---|
| Растворимые (щелочи) | Малорастворимые | Практически нерастворимые |
| *Примеры* | | |
| KOH, NaOH, $Ba(OH)_2$ | $Ca(OH)_2$, $Mg(OH)_2$, $Pb(OH)_2$ | $Fe(OH)_3$, $Cu(OH)_2$, $Al(OH)_3$ |
| **По числу гидроксогрупп** | | |
| Однокислотные | Двухкислотные | Трехкислотные |
| *Примеры* | | |
| KOH, NaOH | $Ca(OH)_2$, $Mg(OH)_2$ | $Fe(OH)_3$, $Al(OH)_3$ |

2*

| Получение оснований |
|---|
| *Растворимые основания (щелочи)* могут быть получены в результате взаимодействия с водой щелочных или щелочноземельных металлов, а также их оксидов. Например, $2Na + 2H_2O = 2NaOH + H_2\uparrow$ $CaO + H_2O = Ca(OH)_2$. Щелочи могут быть получены и реакциями обмена. Например, $Ca(OH)_2 + Na_2CO_3 = CaCO_3\downarrow + 2NaOH$. Растворы щелочей образуются при действии воды на пероксиды натрия или калия: $2Na_2O_2 + 2H_2O = 4NaOH + O_2$. *Нерастворимые основания* получают с помощью реакций обмена — действием щелочи на соответствующую соль. Например, $CuCl_2 + 2NaOH = Cu(OH)_2\downarrow + 2NaCl$ |
| **Физические свойства** |
| *Щелочи* — кристаллические вещества белого цвета, их раствор имеет горький вкус. Нерастворимые и малорастворимые основания не имеют вкуса и окрашены в различные цвета |
| **Химические свойства** |
| *Растворимые основания (щелочи):*<br>а) изменяют окраску индикаторов за счет образования иона $OH^-$. Например, $KOH \rightleftarrows K^+ + OH^-$;<br>б) щелочи взаимодействуют с кислотными оксидами:<br>$2KOH + CO_2 = K_2CO_3 + H_2O$; $2OH^- + CO_2 = CO_3^{2-} + H_2O$;<br>в) с кислотами (реакция нейтрализации):<br>$KOH + HNO_3 = KNO_3 + H_2O$; $H^+ + OH^- = H_2O$;<br>г) щелочи вытесняют менее растворимые основания из растворов их солей:<br>$2KOH + CuSO_4 = K_2SO_4 + Cu(OH)_2\downarrow$; $Cu^{2+} + 2OH^- = Cu(OH)_2\downarrow$;<br>д) щелочи могут реагировать в растворах с некоторыми неметаллами — галогенами, белым фосфором, кремнием, бором, причем в этих случаях происходят окислительно-восстановительные реакции:<br>$2NaOH + Cl_2 \xrightarrow{\text{на холоде}} NaCl + NaOCl + H_2O$;<br>$2NaOH + Si + H_2O = Na_2SiO_3 + 2H_2$.<br>*Нерастворимые основания:*<br>а) взаимодействуют с кислотами:<br>$Fe(OH)_3 + 3HCl = FeCl_3 + 3H_2O$; $Fe(OH)_3 + 3H^+ = Fe^{3+} + 3H_2O$.<br>б) при нагревании разлагаются:<br>$2Fe(OH)_3 = Fe_2O_3 + 3H_2O$ |
| *Амфотерные основания.*<br>Взаимодействуют со щелочами. Если реакция протекает в растворе, то образуется комплексная соль:<br>$Al(OH)_3 + NaOH = Na[Al(OH)_4]$.<br>Если реакция протекает в расплаве, то образуется средняя соль и вода:<br>$Al(OH)_3 + NaOH(тв.) \rightarrow NaAlO_2 + H_2O$.<br>Основания не реагируют с металлами, так как гидроксид-ион не может принять электроны от атома металла, а ионы металлов, которые могли бы быть восстановлены более активными металлами, дают нерастворимые в воде основания |

# Кислоты

*Кислоты* (определение Аррениуса) — это сложные вещества, содержащие водород, которые в водном растворе диссоциируют с образованием ионов водорода (ионов гидроксония $H_3O^+$).

## Классификация кислот

| | | | |
|---|---|---|---|
| **По содержанию кислорода** | | | |
| Бескислородные | | Кислородсодержащие | |
| *Примеры* | | | |
| $HF$, $HCl$, $H_2S$ | | $HNO_3$, $HNO_2$, $H_2SO_4$ | |
| **По основности** | | | |
| Одноосновные | Двухосновные | Трехосновные | Четырехосновные |
| *Примеры* | | | |
| $HF$, $HNO_3$ | $H_2S$, $H_2SO_4$ | $H_3PO_4$, $H_3AsO_4$ | $H_4SiO_4$ |
| **По растворимости в воде** | | | |
| Растворимые | | Нерастворимые | |
| *Примеры* | | | |
| $HCl$, $HNO_3$, $H_2SO_4$ | | $H_2SiO_3$, $C_{17}H_{35}COOH$ | |
| **По силе (степени диссоциации в водном растворе)** | | | |
| Сильные | Средней силы | Слабые | |
| *Примеры* | | | |
| $HCl$, $H_2SO_4$ | $H_3PO_4$, $HF$, $HCOOH$ | $CH_3COOH$ | |
| **По агрегатному состоянию (при комнатной температуре)** | | | |
| Твердые | Жидкие | Газообразные | |
| *Примеры* | | | |
| $H_2SiO_3$, $C_{17}H_{35}COOH$ | $H_2SO_4$, $HNO_3$ | $HCl$, $H_2S$ | |

## Получение и свойства кислот

**Получение кислот:**

а) бескислородные кислоты могут быть получены при непосредственном соединении неметаллов с водородом: $H_2 + Cl_2 = 2HCl$ $H_2 + F_2 = 2HF$;

б) кислородсодержащие кислоты нередко могут быть получены при взаимодействии кислотных оксидов с водой: $SO_3 + H_2O = H_2SO_4$;

в) как бескислородные, так и кислородсодержащие кислоты можно получить косвенным путем — в результате реакций обмена между солями и другими кислотами: $AgNO_3 + HCl = HNO_3 + AgCl\downarrow$.

В большинстве случаев такие реакции подчиняются законам химического равновесия и протекают в тех случаях, когда одно из образующихся веществ удаляется из сферы реакции в виде осадка или газа;

г) для получения кислот могут быть использованы окислительно-восстановительные реакции: $H_2SO_3 + H_2O_2 = H_2SO_4 + H_2O$.

## Особенности взаимодействия кислот с металлами

| Кислота | Концентрация | Металлы (в порядке уменьшения активности) | | | | |
|---|---|---|---|---|---|---|
| | | K, Ba, Ca, Mg | Al, Fe, Cr | Zn, Sn | Cu | Hg, Ag |
| Соляная | Разб. | Соль + $H_2$ | Соль + $H_2$ | Соль + $H_2$ | — | — |
| | Конц. | Соль + $H_2$ | Соль + $H_2$ | Соль + $H_2$ | — | — |
| Серная | Разб. | Соль + $H_2$ | Соль + $H_2$ | Соль + $H_2$ | — | — |
| | Конц. | Соль + $H_2S$ + $H_2O$ | Металл пассивирует | Соль + $SO_2$ + $H_2O$ | Соль + $SO_2$ + $H_2O$ | Соль + $SO_2$ + $H_2O$ |
| Азотная | Разб. | Соль + $NH_3$ + $H_2O$ | Соль + NO + $H_2O$ | Соль + $NO^-$ + $H_2O$ | Соль + $NO^-$ + $H_2O$ | Соль + $NO^-$ + $H_2O$<br>Соль + $NO_2$ + $H_2O$ |
| | Конц. | Соль + $N_2O$ + $H_2O$ | Металл пассивирует | Соль + $NO_2$ + $H_2O$ | Соль + $NO_2$ + $H_2O$ | |
| Ортофосфорная | Разб. | Соль + $H_2$ | Соль + $H_2$ | Соль + $H_2$ | — | — |

**Физические свойства.** Кислоты представляют собой жидкости или твердые вещества ($H_3PO_4$ и др.). Многие кислоты хорошо растворимы в воде, их растворы имеют кислый вкус.

**Химические свойства.** *Общие свойства.* Общие химические свойства кислот характеризуются их отношением к индикаторам, металлам, основным оксидам и основаниям:

а) растворы кислот действуют на индикаторы за счет образования ионов $H^+$ при диссоциации. Например. $HNO_3 \rightleftarrows H^+ + NO_3^-$;

б) кислоты (кроме азотной) взаимодействуют с металлами, стоящими в ряду стандартных электродных потенциалов до водорода:

$Zn + 2HCl = ZnCl_2 + H_2\uparrow$; $2H^+ + Zn^0 = Zn^{2+} + H_2\uparrow$;

в) взаимодействуют с основными оксидами:

$H_2SO_4 + CaO = CaSO_4 + H_2O$; $2H^+ + CaO = Ca^{2+} + H_2O$;

г) вступают в реакцию с основаниями:

$2HCl + Mn(OH)_2 = MnCl_2 + 2H_2O$; $2H^+ + Mn(OH)_2 = Mn^{2+} + 2H_2O$;

д) кислоты взаимодействуют с амфотерными оксидами и гидроксидами:

$6HCl + Al_2O_3 = 2AlCl_3 + 3H_2O$; $6H^+ + Al_2O_3 = 2Al^{3+} + 2H_2O$;

$3HCl + Al(OH)_3 = AlCl_3 + 3H_2O$; $3H^+ + Al(OH)_3 = Al^{3+} + 3H_2O$;

е) кислоты взаимодействуют с солями,образованными более слабыми или летучими кислотами. При этом в результате реакции образуется слабый электролит, газообразное или малорастворимое вещество:

$Na_2CO_3 + 2HCl = 2NaCl + H_2O + CO_2\uparrow$; $2H^+ + CO_3^{2-} = H_2O + CO_2\uparrow$.

*Специфические свойства.* Некоторые кислоты обладают специфическими, только им присущими свойствами. Эти свойства определяются анионом — *кислотным остатком.* Например, при взаимодействии азотной кислоты с металлами водород не выделяется. Кремниевая кислота в воде нерастворима, а угольная кислота очень неустойчива, и получить ее в чистом виде нельзя.

## Соли

*Соли* — сложные вещества, которые в водных растворах диссоциируют на катионы металлов или $NH_4^+$ и анионы кислотных остатков.

Соль представляет собой продукт полного или частичного замещения атомов водорода у кислоты или основания. Отсюда различают следующие группы солей.

**Группы солей**

| Группы солей | Определение | Примеры |
|---|---|---|
| Средние | Все атомы водорода в кислоте замещены металлом | $KNO_3$, $Na_2CO_3$, $K_3PO_4$ |
| Кислые | Атомы водорода в кислоте замещены частично | $NaHCO_3$, $Ca(HCO_3)_2$, $NaH_2PO_4$ |
| Основные | Гидроксогруппы основания частично замещены кислотными остатками | $Zn(OH)Cl$, $Al(OH)SO_4$, $(CuOH)_2CO_3$ |
| Двойные | Атомы водорода в двух- или многоосновной кислоте замещены не одним металлом, а двумя | $KAl(SO_4)_2$, $NaKCO_3$ |
| Смешаные | Образованы двумя различными анионами | $CaCl(ClO)$, $Ca_5F(PO_4)_3$ |

Существует многочисленный класс *комплексных солей,* в состав которых входят комплексные ионы, заключающиеся в квадратные скобки ($K_3[Fe(CN)_6]$, $Na[Al(OH)_4]$).

## Соли важнейших кислот

| Название кислоты | Формула кислоты | Названия солей |
|---|---|---|
| Азотная | $HNO_3$ | Нитраты |
| Азотистая | $HNO_2$ | Нитриты |
| Борная | $H_3BO_3$ | Бораты |

| Название кислоты | Формула кислоты | Названия солей |
|---|---|---|
| Бромоводородная | $HBr$ | Бромиды |
| Иодоводородная | $HI$ | Иодиды |
| Кремниевая | $H_3SiO_3$ | Силикаты |
| Марганцовая | $HmnO_4$ | Перманганаты |
| Метафосфорная | $HPO_3$ | Метафосфаты |
| Мышьяковая | $H_3AsO_4$ | Арсенаты |
| Мышьяковистая | $H_3AsO_3$ | Арсениты |
| Ортофосфорная | $H_3PO_4$ | Фосфаты (орто-) |
| Пирофосфорная | $H_4P_2O_7$ | Пирофосфаты (ди) |
| Серная | $H_2SO_4$ | Сульфаты |
| Сернистая | $H_2SO_3$ | Сульфиты |
| Соляная | $HCl$ | Хлориды |
| Угольная | $H_2CO_3$ | Карбонаты |
| Фосфористая | $H_3PO_3$ | Фосфиты |
| Фтороводородная | $HF$ | Фториды |
| Хлорная | $HClO_4$ | Перхлораты |
| Хлорноватая | $HClO_3$ | Хлораты |
| Хлорноватистая | $HClO$ | Гипохлориты |
| Хромовая | $H_2CrO_4$ | Хроматы |
| Циановодородная | $HCN$ | Цианиды |

| Получение солей |
|---|
| 1. Взаимодействие металлов с неметаллами: $2Fe + 3Cl_2 = 2FeCl_3$. |
| 2. Взаимодействие основных оксидов с кислотными: $CaO + CO_2 = CaCO_3$. |
| 3. Взаимодействие основных оксидов с кислотами: $CuO + 2HNO_3 = Cu(NO_3)_2 + H_2O$. |
| 4. Взаимодействие кислотных оксидов с основаниями: $P_2O_5 + 6NaOH = 2Na_3PO_4 + 3H_2O$. |
| 5. Взаимодействие кислот с основаниями: $2HCl + Mg(OH)_2 = MgCl_2 + 2H_2O$. |
| 6. Взаимодействие кислот с солями: $H_2SO_4 + BaCl_2 = BaSO_4 + 2HCl$. |
| 7. Взаимодействие оснований с солями: $Ba(OH)_2 + Na_2SO_4 = BaSO_4 + 2NaOH$. |
| 8. Взаимодействие солей между собой: $NaCl + AgNO_3 = AgCl + NaNO_3$. |
| 9. Взаимодействие металлов с кислотами: $Zn + 2HCl = ZnCl_2 + H_2$. |
| 10. Взаимодействие металлов с солями: $Fe + CuSO_4 = FeSO_4 + Cu$. |
| 11. Другие реакции: $Cl_2 + 2NaOH = NaClO + NaCl + H_2O$; $2Al + 2NaOH + 6H_2O = 2Na[Al(OH)_4] + 3H_2\uparrow$ |

| Физические свойства |
|---|
| За небольшим исключением, соли представляют собой твердые кристаллические вещества. Могут быть как бесцветными, так и окрашенными. По растворимости в воде их можно разделить на растворимые, малорастворимые и практически нерастворимые. Все соли азотной и уксусной кислот растворимы в воде. Соли соляной кислоты также растворимы за исключением хлоридов серебра и ртути |
| **Химические свойства** |
| а) Соли взаимодействуют со щелочами.<br>Условия реакции — в результате должно получаться нерастворимое вещество, газ или слабый электролит. Сама соль должна быть растворимой.<br>$MgSO_4 + 2KOH = K_2SO_4 + Mg(OH)_2\downarrow$; $Mg^{2+} + 2OH^- = Mg(OH)_2\downarrow$;<br>б) соли взаимодействуют с кислотами.<br>Условие реакции — образование осадка или газообразного вещества. Сильные кислоты вытесняют из солей более слабые или летучие.<br>$Na_2CO_3 + 2HCl = 2NaCl + CO_2\uparrow + H_2O$; $CO_3^{2-} + 2H^+ = CO_2\uparrow + H_2O$;<br>в) соли взаимодействуют с металлами ( в соответствии с рядом стандартных электродных потенциалов). Более активные металлы вытесняют из солей менее активные: $Zn + CuSO_4 = ZnSO_4 + Cu\downarrow$; $Zn^0 + Cu^{2+} = Zn^{2+} + Cu^0\downarrow$.<br>Исключение составляют щелочные и щелочноземельные металлы, которые в растворе взаимодействуют прежде всего с водой;<br>г) соли вступают в реакцию с солями, если в результате реакции образуется новая нерастворимая соль.<br>$3Ba(NO_3)_2 + Al_2(SO_4)_3 = 3BaSO_4\downarrow + 2Al(NO_3)_3$; $Ba^{2+} + SO_4^{2-} = BaSO_4\downarrow$ |

***Гидролиз солей*** — взаимодействие ионов, входящих в состав соли, с водой. Механизм гидролиза различных солей показан в таблице.

### Гидролиз солей

| Соль образована | Реакция среды | Механизм в общем виде | Примеры |
|---|---|---|---|
| Сильным основанием и слабой кислотой | Щелочная $[H^+] < [OH^-]$ | $R^{n-} + H_2O \leftrightarrows$<br>$\leftrightarrows HR^{(n-1)-} + OH^-$ | $Na_2CO_3 + H_2O \leftrightarrows$<br>$\leftrightarrows NaHCO_3 + NaOH$;<br>$CO_3^{2-} + H_2O \leftrightarrows$<br>$\leftrightarrows HCO_3^- + OH^-$ |
| Слабым основанием и сильной кислотой | Кислая $[H^+] > [OH^-]$ | $Me^{n+} + H_2O \leftrightarrows$<br>$\leftrightarrows MeOH^{(n-1)+} + H^+$ | $CuCl_2 + H_2O \leftrightarrows$<br>$\leftrightarrows CuOHCl + HCl$;<br>$Cu^{2+} + H_2O \leftrightarrows$<br>$\leftrightarrows Cu(OH)^- + H^+$ |
| Сильнымоснованием и сильной кислотой | Нейтральная $[H^+] = [OH^-]$ | Гидролиз практически не идет | $Na^+ + Cl^- + H_2O \leftrightarrows$<br>$\leftrightarrows Na^+ + OH^- + Cl^- + H^+$;<br>$H_2O \leftrightarrows H^+ + OH^-$ |
| Слабым основанием и слабой кислотой | Нейтральная $[H^+] = [OH^-]$ | Соль полностью разлагается водой | $Al_2(CO_3)_3 + 3H_2O =$<br>$= 2Al(OH)_3\downarrow + 3CO_2\uparrow$;<br>$3CO_3^{2-} + 3H_2O =$<br>$= 2Al(OH)_3\downarrow + 3CO_2\uparrow$ |

# Металлы

**Общие свойства.** Для металлов характерно:

1) как правило, небольшое число электронов на внешнем энергетическом уровне;

2) низкая энергия ионизации;

3) сравнительно большой радиус атома;

4) металлическая связь, когда валентные электроны принадлежат всей кристаллической решетке твердого вещества;

5) металлы легко отдают электроны, поэтому чаще всего выступают в качестве восстановителей. По особенностям электронной конфигурации и положению в периодической системе выделяют *s*-, *p*-, *d*- и *f*-металлы. Наиболее многочисленными являются *d*-металлы: они получили название переходных элементов, так как занимают промежуточное положение между *s*- и *p*-элементами.

**Физические свойства.** Металлы отличаются блеском, непрозрачностью, ковкостью и пластичностью, хорошей тепло- и электропроводностью. Они характеризуются и индивидуальными свойствами (плотность, температура кипения и плавления).

**Химические свойства:**

а) металлы взаимодействуют почти со всеми *неметаллами* за исключением инертных газов. В результате образуются оксиды (с $O_2$), гидриды (с $H_2$), галогениды (с галогенами), сульфиды (с серой), нитриды (с $N_2$), фосфиды (с фосфором), карбиды (с углеродом), силициды (с кремнием). Например: $Ca + 2C \rightarrow CaC_2$ (карбид кальция), $2Mg + Si \rightarrow Mg_2Si$ (силицид магния);

б) металлы, стоящие в *ряду стандартных электродных потенциалов* до магния легко реагируют с водой с образованием гидроксидов и водорода. Например: $2Na + 2H_2O \rightarrow 2NaOH + H_2\uparrow$.

Металлы, стоящие в ряду после $H_2$, с водой не реагируют;

в) металлы, стоящие в ряду стандартных электродных потенциалов до $H_2$, взаимодействуют с растворами кислот: $Zn + 2HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2\uparrow$.

Большинство металлов, за исключением золота и платины, реагируют с концентрированной серной и азотной кислотами. При этом образуются соль, вода и побочный продукт;

г) металлы, гидроксиды которых амфотерны, взаимодействуют с растворами щелочей. Например: $2Al + 2NaOH + 6H_2O \rightarrow 2Na[Al(OH)_4] + 3H_2\uparrow$;

д) более активные металлы способны вытеснять менее активные из растворов солей (активность металла определяется его положением в ряду стандартных электродных потенциалов). Например: $Fe + CuSO_4 \rightarrow FeSO_4 + Cu\downarrow$.

Исключением являются щелочные и щелочноземельные металлы.

## Производство чугуна и стали

Промышленным производством чугуна и стали занимается черная металлургия, которая перерабатывает руды железа и железные сплавы. При переработке руд сначала получают чугун, а затем чугун переводят в сталь. ***Чугунами*** называют сплавы железа, которые содержат более 1,7% углерода. ***Стали*** — сплавы железа, содержащие менее 1,7% углерода.

**Характеристика различных способов промышленного получения металлов**

| Способы получения металлов | Определение | Какие металлы можно получать | Основные реакции | Пример |
|---|---|---|---|---|
| Пирометаллургия | Металлургические процессы, происходящие при высокой температуре | Чугун, сталь, медь, цинк, свинец, олово и т. д. | Реакции восстановления. Восстановители: уголь, СО(П), $H_2$, $CH_4$, активные металлы | $CuO + C = 2Cu + CO\uparrow$ |
| Гидрометаллургия | Извлечение металлов из руд в виде их соединений водными растворами различных реагентов с последующим выделением металлов из раствора | Медь, золото, серебро, цинк, кадмий, молибден, уран | Реакции обмена, замещения и т. д. | 1. $CuO + H_2SO_4 = CuSO_4 + H_2O$; 2. $CuSO_4 + Fe = Cu + FeSO_4$ |
| Металлотермия | Восстановление металла из его оксида с помощью другого металла | Марганец, хром, титан, молибден, вольфрам | Реакции восстановления. Восстановители: водород, алюминий, магний, кремний | $TiCl_4 + 2Mg = =Ti + 2MgCl_2$ |
| Электрометаллургия | Охватывает все способы получения металлов с помощью электролиза | Легкие металлы из оксидов или хлоридов | Окислительно-восстановительные реакции | $Ni^{3+} + 3\bar{e} = Ni^0$ |

| Химизм процесса | Отрасль металлургии | Сырье | Оборудование | Получаемый продукт |
|---|---|---|---|---|
| 1 стадия. Получение CO (восстановителя) и высокой температуры:<br>$C + O_2 = CO_2 + Q$<br>$CO_2 + C = 2CO - Q$<br>2 стадия. Постепенное восстановление железа:<br>$Fe_2^{+3}O_3 \rightarrow Fe^{+2}O \cdot Fe_2^{+3}O_3 \rightarrow Fe^{+2}O \rightarrow Fe^0$<br>3 стадия. Науглероживание железа (получение сплава) и получение чугуна.<br>4 стадия. Шлакообразование (образование пустой породы, например,<br>$CaO + SiO_2 = CaSiO_3$) | Производство чугуна | Руда, кокс, флюсы, нагретый воздух (1400–1600°), природный газ | Доменная печь, воздухонагреватели, газоочистители, агломераторы | Чугун, шлак, колошниковый газ |
| 1 стадия. Получение окислителя:<br>$2Fe + O_2 = 2FeO + Q$.<br>2 стадия. Удаление излишнего содержания компонентов:<br>$2FeO + Si = SiO_2 + 2Fe + Q$;<br>$FeO + Mn = MnO + Fe + Q$;<br>$5FeO + 2P = P_2O_5 + 5Fe + Q$;<br>$FeO + C = CO + Fe - Q$.<br>3 стадия. Реокисление окислителя (восстановление Fe из FeO):<br>$FeO + Mn = MnO + Fe + Q$ | Переплавка чугуна в сталь | Переплавлен-ный чугун; добавки — руда, флюсы, легирующие металлы, кислород | Кислородные Конверторы, электроплавильные и мартеновские печи | Сталь разных марок |

Для получения чугуна используют руды, в состав которых входит сера (магнетит, гематит, сидерит).

Выплавленный в домне чугун содержит не менее 90% железа, остальные 10% приходятся на примеси — серу, фосфор, кремний, мышьяк, марганец и другие.

Сталь является сплавом железа с углеродом, содержащем, кроме того, некоторые количества кремния, марганца, фосфора, серы. Обычно в стали допускается содержание сопутствующих элементов в строго ограниченных количествах. Например, $P < 0{,}05\%$, $Si < 0{,}3\%$. Сталь в отличие от чугуна легко поддается ковке и прокатке. Для получения стали из чугуна используются следующие методы: бессемеровский, томасовский, мартеновский и электротермический.

## Щелочные металлы

Элементы главной подгруппы I группы периодической системы элементов Д.И. Менделеева. Название объясняется тем, что при взаимодействии с водой этих металлов и их оксидов образуются растворимые основания — щелочи. К щелочным металлам относятся литий, натрий, калий, рубидий, цезий и франций. Это *s*-элементы.

| Элемент | Номер | Атомная масса | Электронная конфигурация |
|---|---|---|---|
| Литий | 3 | 6,941 | $1s^22s^1$ |
| Натрий | 11 | 23.9898 | $1s^22s^22p^63s^1$ |
| Калий | 19 | 39,0983 | $1s^22s^22p^63s^23p^64s^1$ |
| Рубидий | 37 | 85,4678 | $1s^22s^22p^63s^23p^63d^{10}4s^24p^65s^1$ |
| Цезий | 55 | 132,905 | $1s^22s^22p^63s^23p^63d^{10}4s^24p^64d^{10}5s^25p^66s^1$ |
| Франций | 87 | [223] | $1s^22s^22p^63s^23p^63d^{10}4s^24p^64d^{10}4f^{14}5s^25p^65d^{10}6s^26p^67s^1$ |

Атомы щелочных металлов имеют на внешнем энергетическом уровне по одному электрону, который при химических реакциях легко теряют по схеме:

$$Me - \bar{e} \rightarrow Me^+$$

Следовательно, щелочные металлы являются сильными восстановителями. Они проявляют постоянную степень окисления, равную +1. Исключением являются водородные соединения щелочных металлов — *гидриды* (их формула —RH). В гидридах степень окисления щелочных металлов равна −1.

Радиусы атомов щелочных металлов возрастают от лития к францию; в этом же направлении возрастает и металлическая активность элементов. Это объясняется тем, что единственный электрон внешнего слоя у каждого последующего элемента находится все дальше от ядра, взаимодействие его с ядром ослабевает, а значит, растет способность к отдаче этого электрона.

***В природе*** щелочные металлы вследствие очень легкой окисляемости встречаются исключительно в виде соединений.

***Качественной реакцией*** на ионы щелочных металлов служит реакция на пламя: они окрашивают пламя в различные цвета: литий — карминово-красный, натрий — желтый, калий — фиолетовый, рубидий — синевато-красный, цезий — синий.

## Свойства щелочных металлов

**Физические свойства.** Щелочные металлы обладают металлическим блеском, который можно наблюдать на свежем разрезе металла. На воздухе блестящая поверхность металла быстро тускнеет вследствие окисления. Щелочные металлы характеризуются незначительной твердостью, малой плотностью и низкими температурами плавления и кипения. Наименьшую плотность имеет литий, самую низкую температуру плавления — франций.

**Химические свойства.** Щелочные металлы обладают большой химической активностью, взаимодействуют почти со всеми неметаллами. Их высокая химическая активность обусловлена в первую очередь низкими значениями энергии ионизации их атомов — легкостью отдачи ими валентных электронов. При этом энергия ионизации уменьшается при переходе от лития к цезию. Образуют основные оксиды состава $R_2O$, причем их основность увеличивается от лития к францию. Состав гидроксидов выражается формулой ROH. Это растворимые основания — щелочи. Щелочные металлы хранят под слоем керосина, так как на воздухе они быстро окисляются. Рубидий и цезий самовоспламеняются на воздухе, литий, натрий и калий загораются при небольшом нагревании. Только литий, сгорая, образует оксид $Li_2O$. Остальные щелочные металлы превращаются в пероксидные соединения: $Na_2O_2$, $K_2O_2$, $Rb_2O_2$, $Cs_2O_2$.

1. Реагируют с неметаллами — галогенами, серой, кислородом, водородом:

а) $2Na + Cl_2 \rightarrow 2NaCl$ ; $2K + Cl_2 \rightarrow 2KCl$ (хлориды);

б) $2Na + S \rightarrow Na_2S$ ; $2K + S \rightarrow K_2S$ (сульфиды);

в) $2Na + O_2 \rightarrow Na_2O_2$; $2K + O_2 \rightarrow K_2O_2$ (перекиси);

г) $2Na + H_2 \rightarrow 2NaH$ ; $2K + H_2 \rightarrow 2KH$ (гидриды).

2. Вытесняют водород из воды, спиртов, кислот:

а) $2Na + 2H_2O \rightarrow 2NaOH + H_2\uparrow$; $2K + 2H_2O \rightarrow 2KOH + H_2\uparrow$;

б) $2C_2H_5OH + 2Na \rightarrow 2C_2H_5ONa + H_2\uparrow$; $2C_2H_5OH + 2K \rightarrow 2C_2H_5OK + H_2\uparrow$.

## Элементы главной подгруппы II группы

В *главную подгруппу II группы* входят элементы бериллий, магний, кальций, стронций, барий и радий.

| Элемент | Номер | Атомная масса | Электронная конфигурация |
|---|---|---|---|
| Бериллий | 4 | 9,01218 | $1s^22s^2$ |
| Магний | 12 | 24,305 | $1s^22s^22p^63s^2$ |
| Кальций | 20 | 40,08 | $1s^22s^22p^63s^23p^64s^2$ |
| Стронций | 38 | 87,62 | $1s^22s^22p^63s^23p^63d^{10}4s^24p^65s^2$ |
| Барий | 56 | 137,33 | $1s^22s^22p^63s^23p^63d^{10}4s^24p^64d^{10}5s^25p^66s^2$ |
| Радий | 88 | 226,025 | $1s^22s^22p^63s^23p^63d^{10}4s^24p^64d^{10}4f^{14}5s^25p^65d^{10}6s^26p^67s^2$ |

Все эти элементы, кроме бериллия, обладают ярко выраженными металлическими свойствами. Атомы элементов главной подгруппы II группы имеют на внешнем энергетическом уровне два электрона, поэтому в своих соединениях они проявляют степень окисления +2. Все металлы подгруппы — сильные восстановители, с ростом порядкового номера их металлические свойства усиливаются. Это связано с более легкой отдачей электрона.

## Свойства элементов главной подгруппы II группы

**Физические свойства.** В свободном состоянии элементы главной подгруппы II группы представляют собой серебристо-белые вещества, более твердые, чем щелочные металлы, с довольно высокими температурами плавления. По плотности все они, кроме радия, относятся к легким металлам.

**Химические свойства.** Химически активные элементы, которые лишь немного уступают щелочным металлам. Кальций, стронций и барий окисляются на воздухе до оксидов состава RO, поэтому их хранят без доступа воздуха. Оксидам соответствуют основания типа $R(OH)_2$. Растворимость и основной характер оснований возрастают от бериллия к радию. Так, $Be(OH)_2$ — амфотерное соединение. Кальций, стронций и барий взаимодействуют с водой при обычных условиях, разлагая ее с образованием соответствующих гидроксидов и выделением водорода:

$$R + 2H_2O = R(OH)_2 + H_2\uparrow.$$

Бериллий с водой не взаимодействует, магний взаимодействует только при нагревании. Образующиеся гидроксиды малорастворимы в воде.

Бериллий, магний и *щелочноземельные металлы* с водородом образуют гидриды общей формулы $RH_2$. При нагревании *щелочноземельные металлы* активно реагируют с галогенами, серой, азотом, фосфором, углеродом:

$$Ca + Cl_2 = CaCl_2;\ 3Ca + N_2 = Ca_3N_2;\ Ca + S = CaS;\ Ca + 2C = CaC_2.$$

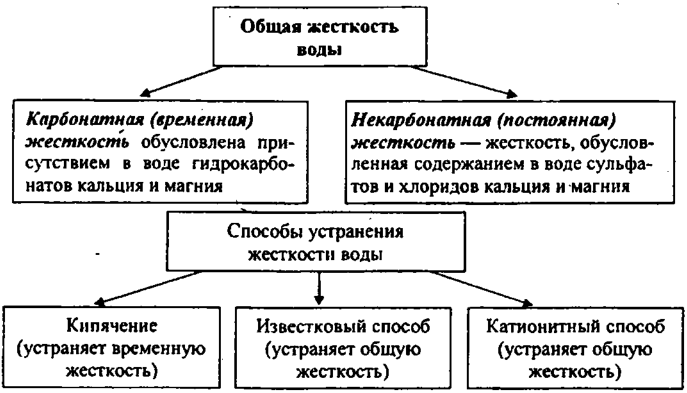
В отличие от солей щелочных металлов, многие из солей щелочноземельных металлов малорастворимы в воде. К таким солям относятся карбонаты, сульфаты, фосфаты и некоторые другие

***Жесткость воды*** — совокупность свойств, обусловленных содержанием в воде катионов кальция и магния. Количественно определяется по формуле:

$$Ж = \frac{[Ca^{2+}]}{20,04} + \frac{[Mg^{2+}]}{12,16},$$

где $[Ca^{2+}]$ и $[Mg^{2+}]$ — концентрации ионов кальция и магния в мг/л.

По значению жесткости различают очень мягкую воду (жесткость до 1,5), мягкую (жесткость от 1,5 до 4), средней жесткости (жесткость от 4 до 8), жесткую (жесткость от 8 до 12), очень жесткую (жесткость выше 12 мэкв/л). Жесткость питьевой воды не должна превышать 7 мэкв/л.



# Элементы главной подгруппы III группы

Главную подгруппу III группы составляют элементы бор, алюминий, галлий, индий и таллий.

| Элемент | Номер | Атомная масса | Электронная конфигурация |
|---|---|---|---|
| Бор | 5 | 10,81 | $1s^22s^22p^1$ |
| Алюминий | 13 | 26,98 | $1s^22s^22p^63s^23p^1$ |
| Галлий | 21 | 69,72 | $1s^22s^22p^63s^23p^63d^{10}4s^24p^1$ |
| Индий | 49 | 114,82 | $1s^22s^22p^63s^23p^63d^{10}4s^24p^64d^{10}5s^25p^1$ |
| Таллий | 81 | 204,37 | $1s^22s^22p^63s^23p^63d^{10}4s^24p^64d^{10}4f^{14}5s^25p^65d^{10}6s^26p^1$ |

Они относятся к *p*-элементам. Атомы элементов подгруппы имеют по три электрона на внешнем энергетическом уровне. В химических соединениях проявляют степень окисления, равную +3, хотя бор может проявлять степень окисления –3. Для таллия наиболее устойчивой является степень окисления +1.

### Химические свойства элементов главной подгруппы III группы

Металлические свойства элементов главной подгруппы III группы ослабевают по сравнению с элементами главной подгруппы II группы. Так, бор относится к неметаллам и имеет наибольшую энергию ионизации в подгруппе. С возрастанием заряда ядра энергия ионизации атомов уменьшается и металлические свойства усиливаются. Алюминий — металл, хотя его гидроксид обладает амфотерными свойствами. Наиболее сильно металлические свойства выражены у таллия, а в степени окисления +1 он близок к щелочным металлам. Все элементы подгруппы образуют оксиды типа $R_2O_3$, им отвечают гидроксиды состава $R(OH)_3$. Бор является кислотообразующим элементом, не образует положительно заряженных ионов в водных растворах.

С водородом элементы главной подгруппы III группы непосредственно не реагируют. Бор образует летучие водородные соединения — бораны. Гидрид алюминия — полимерное твердое вещество. Все элементы подгруппы при повышенной температуре реагируют с кислородом и другими неметаллами. Например, $4B + 3O_2 \xrightarrow{>700°C} 2B_2O_3$.

Химическая связь в оксиде бора ковалентная; это кислотный оксид. Ему соответствует борная кислота $H_3BO_3$. Остальные элементы группы образуют ионные оксиды, проявляющие амфотерные свойства. Соответствующие гидроксиды также амфотерны. Элементы подгруппы бора реагируют со многими металлами, образуя интерметаллиды. Например, $3Al + Ni = NiAl_3$.

# Алюминий и его соединения

***Алюминий.*** **Физические свойства.** Чистый алюминий представляет собой легкий серебристо-белый металл, очень пластичный и ковкий.

После серебра и меди металлический алюминий — лучший проводник электричества и тепла

**Химические свойства.** Алюминий сравнительно легко отдает валентные электроны, проявляя восстановительные свойства. Металлические свойства

алюминия более слабые по сравнению с щелочными и щелочноземельными металлами. В ряду стандартных электродных потенциалов алюминий стоит перед железом и по активности близок к щелочноземельным металлам.

Чистый алюминий устойчив на воздухе, в горячей и холодной воде, в концентрированных серной и азотной кислотах. Это объясняется тем, что на поверхности алюминия образуется прочная защитная пленка оксида алюминия, которая препятствует дальнейшему взаимодействию. Если оксидную пленку разрушить, то алюминий активно реагирует с водой: $2Al + 6H_2O = 2Al(OH)_3 + 3H_2\uparrow$.

Очищенный алюминий так же легко реагирует с разбавленными растворами кислот: $2Al + 6HCl = 2AlCl_3 + 3H_2\uparrow$.

На холоде алюминий не взаимодействует с концентрированными серной и азотной кислотами.С горячими растворами этих кислот алюминий реагирует, но водород при этом не выделяется:

$$Al + 6HNO_3 = Al(NO_3)_3 + 3NO_2 + 3H_2O.$$

Алюминий вступает в реакцию с галогенами: $2Al + 3Br_2 = 2AlBr_3$

В присутствии влаги в качестве катализатора порошок алюминия бурно реагирует с йодом: $2Al + 3I_2 = 2AlI_3$

При высоких температурах (700–2000°C) алюминий вступает в реакцию с серой, азотом и углеродом, образуя сульфид $Al_2S_3$, нитрид AlN и карбид $Al_4C_3$ соответственно.

Алюминий легко растворяется в щелочах, при этом образуются алюминаты: $2Al + 2NaOH + 6H_2O = 2Na[Al(OH)_4] + 3H_2\uparrow$.

При нагревании порошок алюминия воспламеняется и сгорает ослепительным пламенем: $4Al + 3O_2 = 2Al_2O_3$.

При этом выделяется большое количество энергии. Эта особенность алюминия широко используется для получения различных металлов из оксидов путем восстановления их алюминием (алюмотермия)

***Оксид алюминия.*** **Физические свойства.** Белое, твердое, нерастворимое в воде и очень тугоплавкое вещество. Природные кристаллы оксида алюминия (корунд), окрашенные в разные цвета за счет примесей, относятся к драгоценным камням (сапфиры, аметисты, рубины)

**Химические свойства.** Оксид алюминия не растворяется в воде и не реагирует с ней. Он амфотерен. т. е. взаимодействует и с щелочами, и с кислотами:

а) с соляной кислотой:

$$Al_2O_3 + 6HCl = 2AlCl_3 + 3H_2O;$$

б) при сплавлении с твердым гидроксидом натрия:

$$Al_2O_3 + 2NaOH = 2NaAlO_2 + H_2O;$$

в) с раствором гидроксида натрия:

$$Al_2O_3 + 2NaOH + 3H_2O = 2Na[Al(OH)_4].$$

Являясь амфотерным соединением, оксид алюминия может взаимодействовать не только с кислотами и щелочами, но и с карбонатами щелочных металлов (при сплавлении): $Al_2O_3 + Na_2CO_3 = 2NaAlO_2 + CO_2$.
а также с кислыми солями (при сплавлении):

$$Al_2O_3 + 6KHSO_4 = Al_2(SO_4)_3 + 3K_2SO_4 + 3H_2O.$$

***Гидроксид алюминия.*** **Физические свойства.** Свежеосажденный гидроксид алюминия представляет собой белый студенистый осадок, нерастворимый в воде, но легко растворимый в кислотах и сильных щелочах.

3. Зак. 482

**Химические свойства.** Гидроксид алюминия имеет амфотерный характер, хотя как кислотные, так и основные свойства выражены у него очень слабо:

а) $Al(OH)_3 + 3HCl = AlCl_3 + 3H_2O$; $Al(OH)_3 + 3H^+ = Al^{3+} + 3H_2O$;

б) $Al(OH)_3 + NaOH = Na[Al(OH)_4]$; $Al(OH)_3 + OH^- = [Al(OH)_4]^-$.

Как видно из приведенных уравнений реакций, в кислой среде преобладает ион $Al^{3+}$, а в щелочной преимущественно образуется ион $[Al(OH)_4]^-$, он является наиболее устойчивым.

## Металлы побочных подгрупп

К металлам побочных подгрупп периодической системы Д.И. Менделеева относятся все *d*- и *f-элементы*.

***d*-элементы** — это элементы, в атомах которых происходит заполнение электронами *d*-орбиталей предпоследнего энергетического уровня (3*d* в четвертом периоде, 4*d* в пятом и 5*d* в шестом); они являются переходными между *s*- и *p*-элементами. Валентными электронами атомов *d*-элементов являются *s*-электроны внешнего и *d*-электроны предвнешнего уровня.

**Электронные конфигурации и валентности *d*-элементов**

| Атомный номер | Элемент | Электронная конфигурация валентных орбиталей | Проявляемые валентности |
|---|---|---|---|
| 1 | 2 | 3 | 4 |
| I ряд переходных элементов ( 4 период) | | | |
| 21 | Sc | $3d^1 4s^2$ | +3 |
| 22 | Ti | $3d^2 4s^2$ | +2, +3, +4 |
| 23 | V | $3d^3 4s^2$ | +2, +3, +4, +5 |
| 24 | Cr | $3d^5 4s^1$ | +2, +3, +6 |
| 25 | Mn | $3d^5 4s^2$ | +2, +3, +4, +6, +7 |
| 26 | Fe | $3d^6 4s^2$ | +2, +3, +6, +8 |
| 27 | Co | $3d^7 4s^2$ | +2, +3 |
| 28 | Ni | $3d^8 4s^2$ | +2, +3 |
| 29 | Cu | $3d^{10} 4s^1$ | +1, +2, +3 |
| 30 | Zn | $3d^{10} 4s^2$ | +2 |
| 2 ряд переходных элементов (5 период) | | | |
| 39 | Y | $4d^1 5s^2$ | +3 |
| 40 | Zr | $4d^2 5s^2$ | +4 |
| 41 | Nb | $4d^4 5s^1$ | +3, +5 |
| 42 | Mo | $4d^5 5s^1$ | +2, +3, +4, +6 |
| 43 | Tc | $4d^5 5s^2$ | +3, +4, +7 |
| 44 | Ru | $4d^7 5s^1$ | +4, +6, +7, +8 |
| 45 | Rb | $4d^8 5s^1$ | +3, +4 |
| 46 | Pd | $4d^{10} 5s^0$ | +2, +4 |
| 47 | Ag | $4d^{10} 5s^1$ | +1, +2 |
| 48 | Cd | $4d^{10} 5s^2$ | +2 |

| 1 | 2 | 3 | 4 |
|---|---|---|---|
| 3 ряд переходных элементов (6 период) | | | |
| 57 | La | $5d^1 6s^2$ | +3 |
| 72 | Hf | $5d^2 6s^2$ | +4 |
| 73 | Ta | $5d^3 6s^2$ | +5 |
| 74 | W | $5d^4 6s^2$ | +4, +6 |
| 75 | Re | $5d^5 6s^2$ | +2, +3, +4, +5, +7 |
| 76 | Os | $5d^6 6s^2$ | +4, +6, +8 |
| 77 | Ir | $5d^7 6s^2$ | +3, +4 |
| 78 | Pt | $5d^9 6s^1$ | +2, +4 |
| 79 | Au | $5d^{10} 6s^1$ | +1, +3 |
| 80 | Hg | $5d^{10} 6s^2$ | +1, +2 |

***В природе*** *d*-элементы встречаются как в свободном виде, так и в виде различных соединений. В свободном виде встречаются *благородные металлы* — серебро, золото, платиновые металлы (рутений, родий, палладий, осмий, иридий и платина).

***Химические свойства*** *d*-элементов очень разнообразны. Это связано с наличием большого числа валентных орбиталей. Общим для них является то, что все они являются металлами. Среди них есть довольно активные, которые стоят в ряду стандартных электродных потенциалов левее водорода. Например, железо, хром, марганец. Благородные металлы отличаются низкой химической активностью. Они не окисляются кислородом даже при повышенных температурах, не вступают в реакцию с кислотами. Чтобы перевести в раствор многие из них, требуется, чтобы в растворе присутствовали одновременно окислитель и комплексообразователь. Например, для растворения золота используется царская водка, где хлорид-ионы являются комплексообразователем:

$$Au + HNO_{3конц.} + 4HCl = H[AuCl_4] + NO\uparrow + 2H_2O.$$

## Железо

Входит в состав побочной подгруппы VIII группы и относится к переходным металлам. Этот элемент расположен в четвертом периоде периодической системы, следовательно, его атом содержит четыре электронных слоя. Железо относится к *d*-элементам, его электронная конфигурация — $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$. Имея на последней $4s^2$-орбитали два электрона, железо легко отдает их в химических реакциях, образуя соединения со степенью окисления +2. Чтобы образовать соединения, где степень окисления выше, у этого элемента должны участвовать в образовании связей электроны $3d$-орбитали. Таким образом, отдавая три электрона (два внешних и один с предпоследнего энергетического уровня), железо проявляет степень окисления +3.

**Физические свойства.** Тяжелый серебристо-белый металл с высокой температурой плавления (1539 °C). Обладает хорошими механическими свойствами: большой прочностью, способностью к прокатыванию, ковке, штамповке. Железо легко намагничивается и размагничивается.

**Химические свойства.** Железо относится к числу активных металлов. Оно легко вступает во взаимодействие с соляной и разбавленной серной кислотами, вытесняя водород и образуя соли. Например, $Fe + 2HCl = FeCl_2 + H_2\uparrow$.

Концентрированные серная и азотная кислоты реагируют с железом при нагревании:

$$Fe + 4HNO_3 = Fe(NO_3)_3 + NO + 2H_2O.$$

В обычных условиях железо с этими кислотами не реагирует.

Очищенное от оксидной пленки, железо вытесняет свинец, олово, медь, серебро, ртуть и золото из растворов их солей.

Например: $Fe + CuSO_4 = Cu + FeSO_4$.

В атмосфере кислорода железо горит ярким пламенем, образуя окалину — оксид железа (II, III):

$$3Fe + 2O_2 = Fe_3O_4\ (FeO \cdot Fe_2O_3).$$

При нагревании железо взаимодействует с хлором и серой, давая соли:

$$2Fe + 3Cl_2 = 2FeCl_3$$

| Вещество | Физические свойства | Химические свойства |
|---|---|---|
| Железо | Тяжелый серебристо-белый металл с высокой температурой плавления (1539 °С). Обладает хорошими механическими свойствами: большой прочностью, способностью к прокатыванию, ковке, штамповке. Железо легко намагничивается и размагничивается | Железо относится к числу активных металлов. Оно легко вступает во взаимодействие с соляной и разбавленной серной кислотами, вытесняя водород и образуя соли. Например, $Fe + 2HCl = FeCl_2 + H_2\uparrow$. Концентрированные серная и азотная кислоты реагируют с железом при нагревании: $Fe + 4HNO_3 = Fe(NO_3)_3 + NO + 2H_2O$. В обычных условиях железо с этими кислотами не реагирует. Очищенное от оксидной пленки, железо вытесняет свинец, олово, медь, серебро, ртуть и золото из растворов их солей. Например: $Fe + CuSO_4 = Cu + FeSO_4$. В атмосфере кислорода железо горит ярким пламенем, образуя окалину — оксид железа (II, III): $3Fe + 2O_2 = Fe_3O_4\ (FeO \cdot Fe_2O_3)$. При нагревании железо взаимодействует с хлором и серой, давая соли: $2Fe + 3Cl_2 = 2FeCl_3$ |
| FeO | Черный, легко окисляющийся порошок | Проявляет свойства основного оксида: $FeO + 2HCl = 2FeCl_2 + H_2\uparrow$. В воде и щелочах не растворяется |
| $Fe_2O_3$ | Порошок от темно-красного до черного цвета | Обладает амфотерными свойствами: $Fe_2O_3 + 6HCl = 2\ FeCl_3 + 3H_2O$; $Fe_2O_3 + 2NaOH \overset{сплав}{=} 2NaFeO_2 + H_2O$ |

| Вещество | Физические свойства | Химические свойства |
|---|---|---|
| $Fe_3O_4$ | Бурый минерал (магнетит) | Обладает амфотерными свойствами: $Fe_2O_3 + 6HCl = 2FeCl_3 + 3H_2O$; $Fe_2O_3 + 2NaOH = 2NaFeO_2 + H_2O$ сплав |
| $Fe(OH)_2$ | Белый порошок | Обладает амфотерными свойствами: $Fe_2O_3 + 6HCl = 2FeCl_3 + 3H_2O$; $Fe_2O_3 + 2NaOH \stackrel{t}{=} 2NaFeO_2 + H_2O$ сплав |
| $Fe(OH)_3$ | Порошок бурого цвета | Гидроксид железа (III) обладает слабо выраженной амфотерностью: $Fe(OH)_3 + 3HCl \xrightarrow{t} FeCl_3 + 3H_2O$; $Fe(OH)_3 + NaOH \xrightarrow{t} NaFeO_2 + 2H_2O$ сплав |

# Водород

**Электронная конфигурация.** Водород имеет только один электрон, формула электронной конфигурации $1s^1$.

**Получение.** ***Получение водорода в лаборатории.***

В лабораторных условиях для получения водорода используют следующие методы:

а) взаимодействие цинка с разбавленной соляной или серной кислотой:

$Zn + 2HCl = ZnCl_2 + H_2\uparrow$;

б) взаимодействие кальция с водой:

$Ca + 2H_2O = Ca(OH)_2 + H_2\uparrow$;

в) взаимодействие алюминия или кремния с растворами щелочей:

$Si + 2NaOH + H_2O = Na_2SiO_3 + 2H_2\uparrow$;

г) действие гидрида кальция на воду:

$CaH_2 + 2H_2O = Ca(OH)_2 + 2H_2\uparrow$.

***В промышленности*** водород получают из метана:

$$CH_4 + 2H_2O = CO_2 + 4H_2\uparrow.$$

Водород получают также при электролизе водного раствора хлорида натрия и при крекинге нефтепродуктов

**Физические свойства.** Водород — бесцветный газ, не имеющий запаха. Это самый легкий из всех газов; он в 14,5 раза легче воздуха. В воде водород плохо растворим, но в некоторых металлах (никель, палладий, платина) способен растворяться в значительных количествах

**Химические свойства.** Водород проявляет двойственную химическую природу, проявляя как окислительную, так и восстановительную способность. Химические реакции с водородом чаще всего протекают при повышенной температуре. Например, водород горит в кислороде, образуя воду: $2H_2 + O_2 = H_2O$.

Водород реагирует с хлором (на свету со взрывом), образуя хлороводород: $H_2 + Cl_2 = 2HCl$.

При пропускании водорода над расплавленной серой образуется газообразный сероводород: $H_2 + S = H_2S$.

Водород способен восстанавливать многие металлы из их оксидов. Реакция идет при высокой температуре: $CuO + H_2 = Cu + H_2O$.

Это окислительно-восстановительная реакция, где водород, отдавая один электрон, проявляет свойства восстановителя: $H_2 - 2e^- = 2H^+$: $Cu^{2+} + 2e^- = Cu^0$.

**Применение водорода.** Водород применяют в металлургии для восстановления некоторых цветных металлов из их оксидов. Главное применение водород находит в химической промышленности для синтеза аммиака, для получения метилового спирта и других органических соединений. Водород используют при гидрогенизации жиров, угля и нефти. При гидрогенизации угля и нефти низкосортные виды топлива превращаются в высококачественные.

Водород используют для охлаждения генераторов электрического тока, а его изотопы находят применение в атомной энергетике

## Галогены

К галогенам относятся фтор, хлор, бром, йод и полученный искусственным путем, не встречающийся в природе астат.

| Элемент | Номер | Атомная масса | Электронная конфигурация |
|---|---|---|---|
| Фтор | 9 | 18,9984 | $1s^2 2s^2 2p^5$ |
| Хлор | 17 | 35,453 | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ |
| Бром | 35 | 79,904 | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5$ |
| Йод | 53 | 126,90 | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^5$ |
| Астат | 85 | [210] | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^{10} 6s^2 6p^5$ |

**Нахождение в природе.** В природе галогены встречаются в виде солей галогеноводородных кислот.

**Физические свойства.** Физические свойства галогенов закономерно изменяются с ростом заряда атомного ядра. Так, фтор и хлор — газы, бром — жидкость, йод — твердое вещество.

**Химические свойства.** Реакционная способность галогенов снижается в ряду F — Cl — Br — I. Самым активным из галогенов является фтор. По сравнению с другими галогенами он имеет малый атомный радиус и способен сильнее притягивать недостающий электрон.

Галогены образуют водородные соединения: HF, HCl, HBr, HI. Водные растворы этих соединений являются кислотами. Сила кислот в ряду HF — HCl — HBr — HI увеличивается, так как с увеличением радиуса атома энергия связи уменьшается и ионы водорода легче отщепляются. Галогены могут вступать в реакции со следующими соединениями:

а) с водородом. Например, $F_2 + H_2 = 2HF + Q$.

Фтор взаимодействует с водородом в темноте, хлор — при сильном освещении, бром и йод — при нагревании:

б) с металлами. Например, $2Na + Cl_2 \rightarrow 2NaCl$.

Эти реакции протекают быстро, с выделением большого количества тепла;

в) с неметаллами. Например, $Cl_2 + S \rightarrow SCl_2$;

г) галоген с малым атомным радиусом способен окислять галогенид-ион с бóльшим радиусом атома: $F_2 + 2NaCl \rightarrow 2NaF + +Cl_2$;

д) с водой. Например, $Cl_2 + H_2O \rightarrow HClO + HCl$;

е) с щелочами. Например, $Cl_2 + 2NaOH \rightarrow NaClO + NaCl + H_2O$.

С повышением порядкового номера элементов в ряду F–At увеличиваются радиусы атомов, уменьшается электроотрицательность, ослабевают неметаллические свойства и окислительная способность элементов

## *Хлор*

*Хлор* — распространенный представитель галогенов. Его соединения имеют важное практическое значение.

**Нахождение в природе.** Благодаря высокой химической активности хлор встречается в природе в виде соединений. В земной коре доля хлора составляет 0,2%. Важнейшими соединениями хлора являются: поваренная соль или хлорид натрия NaCl, хлорид калия или сильвин KCl, хлорид магния $MgCl_2$, сильвинит $KCl \cdot NaCl$, карналлит $KCl \cdot MgCl_2 \cdot 6H_2O$ и другие. Соединения хлора содержатся в водах озер, рек и морей.

**Физические свойства.** Хлор — ядовитый газ желто-зеленого цвета, с резким запахом. Тяжелее воздуха в 2,5 раза. Хорошо растворяется в воде и органических растворителях.

**Химические свойства.** У атома хлора имеется один неспаренный электрон на 3*p*-подуровне. Поэтому в обычном, невозбужденном состоянии хлор одновалентен. В возбужденном состоянии атома хлора электроны переходят с 3*p*- и 3*s*-подуровней на 3*d*-подуровень. Поэтому хлор проявляет нечетную переменную валентность 1, 3, 5, 7.

Хлор вступает во взаимодействие почти со всеми простыми веществами, за исключением кислорода, азота и инертных газов. Особенно быстро и с выделением большого количества теплоты протекают реакции взаимодействия хлора с металлами. Например, $2Na + Cl_2 = 2NaCl$.

Предварительно нагретый порошок железа загорается в хлоре с образованием хлорида железа (III):

$$2Fe + 3Cl_2 = 2FeCl_3.$$

Во всех этих случаях атомы металла отдают электроны, т. е. окисляются, а атомы хлора присоединяют электроны, т. е. восстанавливаются. Следовательно, хлор — очень сильный окислитель.

Хлор взаимодействует также со многими неметаллами:

$$Si + 2Cl_2 = SiCl_4;\ 2P + 3Cl_2 = 2PCl_3.$$

***Цепная реакция взаимодействия хлора с водородом.***

При нагревании или на прямом солнечном свету реакция протекает со взрывом по цепному механизму:

$Cl_2 + h\nu \rightarrow Cl + Cl$;

$Cl + H_2 \rightarrow HCl + H$; $H + Cl_2 \rightarrow HCl + Cl$;

$Cl + H_2 \rightarrow HCl + H$ и так далее.

Хлор способен взаимодействовать со сложными веществами:

$$Cl_2 + KBr = 2KCl + Br_2.$$

Хлор реагирует с водой, образуя две кислоты — сильную (соляную) и слабую (хлорноватистую): $Cl_2 + H_2O \leftrightarrows HCl + HClO$.

**Получение.** В лабораторных условиях хлор получают из соляной кислоты, действуя на нее различными окислителями. Например:

$$MnO_2 + 4HCl = MnCl_2 + Cl_2 + 2H_2O.$$

Аналогично получают хлор, действуя на соляную кислоту другими окислителями ($KMnO_4$, $KClO_3$, $CaOCl_2$). В промышленности хлор получают электролизом растворов или расплавов соляной кислоты.

**Применение.** Хлор используется для отбелки тканей, для получения соляной кислоты, белильной извести, инсектицидов. С помощью хлора проводят стерилизацию питьевой воды. Хлор применяют для синтеза хлорпроизводных органических соединений. Некоторые из них используют для получения пластмасс, синтетических волокон, искусственной кожи и каучука.

## Элементы главной подгруппы VI группы периодической системы

*Главную подгруппу VI группы* составляют кислород, сера, селен, теллур и полоний (полоний — радиоактивный элемент).

| Элемент | Номер | Атомная масса | Электронная конфигурация |
|---|---|---|---|
| Кислород | 8 | 15,999 | $1s^22s^22p^4$ |
| Сера | 16 | 32,06 | $1s^22s^22p^63s^23p^4$ |
| Селен | 34 | 78,96 | $1s^22s^22p^63s^23p^63d^{10}4s^24p^4$ |
| Теллур | 52 | 127,60 | $1s^22s^22p^63s^23p^63d^{10}4s^24p^64d^{10}5s^25p^4$ |
| Полоний | 84 | [209] | $1s^22s^22p^63s^23p^63d^{10}4s^24p^64d^{10}4f^{14}5s^25p^65d^{10}6s^26p^4$ |

**Электронная конфигурация.** $p$-элементы, имеющие электронную конфигурацию внешнего энергетического уровня $ns^2np^4$.

**Физические свойства.** Физические свойства элементов подгруппы кислорода сильно различаются. Так, кислород в обычных условиях существует в виде газа, состоящего из двухатомных молекул $O_2$, сера в этих условиях представляет собой твердое вещество желтого цвета, состоящее из циклических молекул $S_8$.

**Химические свойства.** Наибольшей окислительной способностью среди элементов главной подгруппы VI группы обладают кислород и сера. В виде простых веществ они являются типичными неметаллами

Селен и теллур занимают промежуточное положение между металлами и неметаллами, а полоний проявляет уже типично металлические свойства.

Элементы подгруппы кислорода образуют соединения с водородом, которые отвечают общей формуле $H_2R$. При растворении их в воде образуются кислоты. Сера, селен и теллур образуют оксиды типа $RO_2$ и $RO_3$. Им соответствуют кислоты $H_2RO_3$ и $H_2RO_4$.

В ряду O — S — Se — Te — Po понижается окислительная активность нейтральных атомов, растут восстановительные свойства отрицательно заряженных ионов. Неметаллические свойства постепенно ослабевают.

## Сера

**Нахождение в природе.** Сера широко распространена в природе. Общее содержание серы в земной коре составляет около 0,1%. Она встречается в свободном виде и в виде соединений. К важнейшим соединениям серы относятся: свинцовый блеск PbS, цинковая обманка ZnS, медный блеск $Cu_2S$, серный колчедан $FeS_2$, киноварь HgS и другие.

**Физические свойства.** Сера — твердое хрупкое вещество желтого цвета. Плохо проводит теплоту и электричество. В воде нерастворима, но хорошо растворяется в сероуглероде, бензоле, анилине и некоторых других растворителях.

**Аллотропные модификации.** Известно несколько аллотропных модификаций серы: сера ромбическая, моноклинная и пластическая. Наиболее устойчивой модификацией является ромбическая сера, в нее самопроизвольно через некоторое время превращаются все остальные модификации. При обычных условиях сера существует в виде восьмиатомных молекул $S_8$, имеющих циклическое строение.

**Химические свойства.** Наиболее характерные химические реакции для серы — присоединение двух электронов, недостающих для завершения электронного слоя. В обычных условиях сера малоактивна. При повышении температуры ее активность растет: $H_2 + S = H_2S$.

Сера вступает в реакции и с другими неметаллами (при нагревании):

$$3S + 2P = P_2S_3\ S + Cl_2 = SCl_2.$$

При сгорании серы на воздухе или в кислороде образуются оксид серы (IV) и частично оксид серы (VI): $S + O_2 = SO_2$ $2S + 3O_2 = 2SO_3$.

В этих реакциях сера выступает в роли восстановителя. При взаимодействии с металлами сера проявляет окислительные свойства. С большинством металлов сера реагирует при нагревании, но в реакции со ртутью взаимодействие происходит уже при комнатной температуре: $S + Hg = HgS$.

Сера вступает в реакцию с медью, железом, цинком, алюминием, образуя сульфиды

**Применение.** Сера широко применяется в промышленности и сельском хозяйстве. Ее используют для борьбы с вредителями, с болезнями винограда и хлопчатника. Много серы расходуется для производства серной кислоты, сероуглерода, на вулканизацию каучука, для получения вискозы. Серу употребляют также для приготовления черного пороха, спичек, светящихся составов. В медицине серные мази применяют для лечения кожных заболеваний.

## Серная кислота

*Серная кислота* — сильная двухосновная кислота, диссоциирует в две ступени:

$$H_2SO_4 \leftrightarrows H^+ + HSO_4^-;\ HSO_4^- \leftrightarrows H^+ + SO_4^-.$$

**Физические свойства.** Серная кислота — бесцветная, малолетучая маслянистая жидкость с плотностью 1,84. Продажная серная кислота обычно содержит 96,5% $H_2SO_4$. Серная кислота хорошо растворяется в воде, является сильным водоотнимающим средством. Растворение сопровождается выделением большого количества тепла, так как идет образование гидратов $H_2SO_4 \cdot H_2O$.

**Химические свойства.** Сильный окислитель. Разбавленная серная кислота растворяет металлы, стоящие в ряду стандартных электродных потенциалов до водорода. Например: $Fe + H_2SO_4 = FeSO_4 + H_2\uparrow$. Металлы, стоящие правее водорода, в разбавленной серной кислоте не растворяются.

Концентрированная серная кислота при обычных условиях со многими металлами не реагирует. При нагревании она взаимодействует почти со всеми металлами за исключением золота, платины и некоторых других. При взаимодействии концентрированной серной кислоты с металлами водород не выделяется. Кислота вначале окисляет металл до оксида, а потом взаимодействует с оксидом металла. Суммарный процесс можно выразить следующим уравнением:

$$Cu + 2H_2SO_4 = CuSO_4 + 2H_2O + SO_2\uparrow.$$

При взаимодействии с более активными металлами продуктами восстановления могут быть как $SO_2$, так и свободная сера и сероводород. Некоторые металлы, например, железо, с концентрированной серной кислотой не взаимодействуют. Это связано с тем, что на поверхности таких металлов образуется плотная оксидная пленка, предохраняющая их от дальнейшего растворения. Концентрированная серная кислота при нагревании может окислять и неметаллы, например, серу, углерод:

$$S + 2H_2SO_4 = 3SO_2\uparrow + 2H_2O.$$

**Получение.** Химические основы производства серной кислоты контактным способом.

В основе получения серной кислоты контактным способом лежат три процесса:

1) синтез сернистого газа: $SO_2$: $4FeS_2 + 11O_2 = 2Fe_2O_3 + 8SO_2$;

2) окисление: $SO_2$ в $SO_3$: $2SO_2 + O_2 \leftrightarrows 2SO_3$;

Окисление $SO_2$ в $SO_3$ происходит в контактном аппарате при высокой температуре (450 °С) в присутствии катализатора ($V_2O_5$ или сульфат ванадила $VOSO_4$);

3) поглощение $SO_3$ 98% раствором серной кислоты.

## *Кислород*

**Нахождение в природе.** В земной коре содержится около 47–49% кислорода по массе. Кислород встречается в свободном и связанном состоянии. В свободном состоянии он содержится в воздухе, в связанном — входит в состав воды, минералов, органических соединений.

**Физические свойства.** Кислород — бесцветный газ без запаха и вкуса. Он немного тяжелее воздуха — один литр кислорода имеет массу 1,43 г. Кислород растворяется в воде, хотя и в небольших количествах. При комнатной температуре в 100 объемах воды растворяется 3,1 объема кислорода.

При –183 °С газообразный кислород превращается в жидкость бледно-синего цвета, а при охлаждении до –219 °С эта жидкость затвердевает, образуя снегообразную массу.

**Химические свойства.** Кислород образует соединения со всеми химическими элементами, кроме гелия, неона и аргона. С большинством элементов он реагирует непосредственно за исключением галогенов, золота и платины. Скорость взаимодействия кислорода как с простыми, так и сложными веществами зависит от природы вещества и от температуры. Кислород способен

непосредственно реагировать со многими металлами и неметаллами, образуя оксиды: $2H_2 + O_2 = 2H_2O$.

При повышенной температуре кислород соединяется с углеродом, серой и фосфором:

$$C + O_2 = CO_2;\ 4P + 5O_2 = 2P_2O_5;\ S + O_2 = SO_2.$$

С такими активными металлами, как натрий, калий и другие, кислород взаимодействует при обычной температуре:

$$4Na + O_2 = 2Na_2O;\ 4K + O_2 = 2K_2O.$$

С другими металлами кислород реагирует при нагревании. Реакции протекают с выделением света и теплоты:

$$2Mg + O_2 = 2MgO;\ 2Fe + O_2 = 2FeO.$$

Кислород взаимодействует и со многими сложными веществами. Например, с оксидом азота (II) он реагирует уже при комнатной температуре:

$$2NO + O_2 = 2NO_2.$$

Сероводород, реагируя с кислородом при нагревании, дает серу или оксид серы (II): $2H_2S + O_2 = 2S + 2H_2O$; $2H_2S + 3O_2 = 2SO_2 + 2H_2O$.

В кислороде сгорают органические вещества, образуя углекислый газ и воду: $CH_4 + 2O_2 = CO_2 + 2H_2O$; $2CH_3OH + 3O_2 = 2CO_2 + 4H_2O$.

**Аллотропные модификации.** Кислород образует две аллотропные модификации — кислород и озон. В данном случае явление аллотропии обусловлено различным числом атомов в молекуле. Молекула озона состоит из трех атомов кислорода ($O_3$). Хотя кислород и озон образованы одним и тем же элементом, их свойства различны. Образование озона из кислорода происходит в соответствии с уравнением: $3O_2 = 2O_3$. Молекула озона очень непрочная и легко распадается.

**Получение.** В лабораторных условиях кислород получают путем разложения оксидов и солей при нагревании: $2KClO_3 = 2KCl + 3O_2$.

В промышленности кислород получают:

а) электролизом воды;

б) фракционной перегонкой жидкого воздуха (азот, обладающий более низкой температурой кипения, испаряется, а жидкий кислород остается).

**Применение.** Для интенсификации металлургических и химических процессов во многих производствах, например, в производстве серной и азотной кислот. Кислородом пользуются для получения высоких температур, для чего горючие газы — водород, ацетилен — сжигают в специальных горелках. Водородно-кислородное и ацетилено-кислородное пламя дают температуру порядка 3000 °С.

Кислород используют в медицине при затрудненном дыхании, дыхательных аппаратов в самолетах, космических кораблях, подводных лодках.

## *Вода*

**Строение молекулы.** Молекула воды имеет угловое строение, содержит две неподеленные электронные пары. Атом кислорода в молекуле воды находится в состоянии $sp^3$-гибридизации, поэтому валентный угол НОН близок к тетраэдрическому и равен 104,3°. Электроны, образующие связь О—Н, смещены к более электроотрицательному атому кислорода. Поэтому та часть молекулы, где находится водород, заряжена положительно, а часть, где находится кисло-

род, — отрицательно. Следовательно, молекула воды представляет собой *диполь*. Молекулы воды соединяются между собой, образуя водородные связи.

**Физические свойства.** Чистая вода представляет собой бесцветную прозрачную жидкость без вкуса и запаха. Хороший растворитель, плохо проводит теплоту и электричество, замерзает при 0 °C и кипит при 100 °C при давлении 101,3 кПа. Наибольшую плотность вода имеет при 4 °C. Обладает аномально высокой теплоемкостью.

**Химические свойства.** Вода относится к химически активным соединениям. При обычных условиях она реагирует с некоторыми металлами с выделением водорода: $2H_2O + 2Na = 2NaOH + H_2\uparrow$.

Ряд оксидов металлов и неметаллов вступает во взаимодействие с водой с образованием кислот и оснований: $CaO + H_2O = Ca(OH)_2$.

Вода реагирует с солями, образуя кристаллогидраты:

$$CuSO_4 + 5H_2O = CuSO_4 \cdot 5H_2O.$$

К важным химическим свойствам воды относится ее способность вступать в реакции гидролитического разложения:

$$NH_4^+ + CO_3^{2-} + H_2O \leftrightarrows NH_4OH + HCO_3^-.$$

Молекулы воды отличаются большой устойчивостью к нагреванию. Однако при температуре выше 1000 °C водяной пар начинает разлагаться на водород и кислород: $2H_2O \leftrightarrows 2H_2 + O_2$

## Элементы главной подгруппы V группы периодической системы

В состав главной подгруппы V группы входят азот, фосфор, мышьяк, сурьма и висмут.

| Элемент | Атомный номер | Атомная масса | Электронная конфигурация |
|---|---|---|---|
| Азот | 7 | 14,006 | $1s^22s^22p^3$ |
| Фосфор | 15 | 30,974 | $1s^22s^22p^63s^23p^3$ |
| Мышьяк | 33 | 74,922 | $1s^22s^22p^63s^23p^63d^{10}4s^24p^3$ |
| Сурьма | 51 | 121,75 | $1s^22s^22p^63s^23p^63d^{10}4s^24p^64d^{10}5s^25p^3$ |
| Висмут | 83 | 208,98 | $1s^22s^22p^63s^23p^63d^{10}4s^24p^64d^{10}4f^{14}5s^25p^65d^{10}6s^26p^3$ |

**Электронная конфигурация.** У всех у них на внешнем энергетическом уровне находится пять электронов. Это *p*-элементы; электронная формула внешнего энергетического уровня — $ns^2np^3$. Три электрона на внешнем энергетическом уровне являются неспаренными.

**Физические свойства.** Азот — газ, фосфор и все остальные элементы — твердые вещества. Это объясняется тем, что начиная с третьего периода (фосфор) элементы объединяются в большие полимерные молекулы. Такое изменение молекулярной структуры при переходе от азота к фосфору и вызывает резкое изменение агрегатных состояний веществ.

**Химические свойства.** С водородом элементы подгруппы азота образуют соединения типа $RH_3$, с кислородом — $R_2O_3$ и $R_2O_5$. Им соответствуют кислоты $HRO_2$ и $HRO_3$. Все элементы, кроме азота, могут образовывать кислоты типа

$H_3KO_4$. Металлические свойства в подгруппе сверху вниз закономерно нарастают. Так, азот и фосфор — типичные неметаллы, мышьяк и сурьма имеют некоторые свойства металлов, висмут является металлом.

## *Фосфор*

**Нахождение в природе.** Фосфор в чистом виде в природе не встречается, так как он является химически активным элементом. В виде соединений широко распространен, составляет около 0,1% земной коры по массе. Из природных соединений фосфора наибольшее значение имеет фосфат кальция $Ca_3(PO_4)_2$ — главная составная часть апатитов и фосфоритов.

**Аллотропные модификации.** Фосфор образует несколько аллотропных модификаций. Из них наиболее важными являются белый, красный и черный фосфор. Различие свойств аллотропных модификаций фосфора объясняется их строением.

**Химические свойства.** Из всех аллотропных модификаций фосфора наибольшей активностью обладает белый фосфор. Он быстро окисляется на воздухе. Уже при слабом нагревании фосфор воспламеняется и сгорает, выделяя большое количество теплоты: $4P + 5O_2 = 2P_2O_5$.

Фосфор соединяется со многими простыми веществами: кислородом, галогенами, серой и некоторыми металлами.

Например: $2P + 3S = P_2S_3$ ; $2P + 5Cl_2 = 2PCl_5$.

**Применение.** В спичечном производстве, в металлургии, производстве боеприпасов, для получения некоторых полупроводников — фосфида галлия и фосфида индия, для создания препаратов для уничтожения насекомых-вредителей.

### Соединения фосфора

***Фосфиды.*** Соединения фосфора с металлами. При взаимодействии фосфидов с водой выделяется фосфин $PH_3$: $Ca_3P_2 + 6H_2O = 3Ca(OH)_2 + 2PH_3$.

***Фосфин.*** Очень ядовитый газ с запахом чеснока. По химическим свойствам он напоминает аммиак, но является более сильным восстановителем.

***Оксид фосфора (V).*** Оксид фосфора (V) имеет вид белой снегообразной массы. Плотность его пара соответствует формуле $P_4O_{10}$, эта формула отражает действительный состав молекулы. Оксид фосфора (V) легко соединяется с водой, поэтому применяется как водоотнимающее средство. На воздухе оксид фосфора (V), притягивая влагу, быстро превращается в метафосфорную кислоту:

$$P_4O_{10} + 2H_2O = 4HPO_3.$$

***Ортофосфорная кислота.*** Представляет собой бесцветные, хорошо растворимые в воде кристаллы. Не ядовита. Это кислота средней силы. Поскольку она является трехосновной, то ее диссоциация в водных растворах протекает в три ступени. Фосфорная кислота не летуча и очень устойчива: для нее не характерны окислительные свойства. Поэтому она взаимодействует с металлами, стоящими в ряду стандартных электродных потенциалов левее водорода.

***Соли фосфорной кислоты:***

а) фосфаты; в них замещены все атомы водорода в фосфорной кислоте. Например. $Ca_3(PO_4)_2$, $K_3PO_4$;

б) гидрофосфаты; в этих солях замещено два атома водорода кислоты. Например, $K_2HPO_4$, $CaHPO_4$;

в) дигидрофосфаты — замещен один атом водорода в фосфорной кислоте. Например, $KH_2PO_4$, $Ca(H_2PO_4)_2$.

Все дигидрофосфаты хорошо растворимы в воде. Большинство средних фосфатов, как правило, плохо растворимы. Из солей этого ряда растворимы только фосфаты натрия, калия и аммония. Гидрофосфаты по растворимости занимают промежуточное положение: они растворимы лучше, чем фосфаты, и хуже, чем дигидрофосфаты.

### Фосфорные удобрения

***Простой суперфосфат.*** Смесь сульфата кальция и дигидрофосфата кальция. Для получения этого удобрения измельченный фосфорит смешивают с серной кислотой. В результате реакции образуется смесь, хорошо растворимая в воде. Такое удобрение получают в больших количествах в виде порошка или гранул.

***Двойной суперфосфат.*** Концентрированное фосфорное удобрение состава $Ca(H_2PO_4)_2$. Его получают путем разложения природного фосфата фосфорной кислотой. В двойном суперфосфате отсутствует сульфат кальция, что снижает затраты на его перевозку и внесение в почву.

***Фосфоритная мука.*** Природный измельченный минерал состава $Ca_3(PO_4)_2$. Это порошок желтоватого или бурого цвета. Плохо растворим в воде. Используется на кислых подзолистых почвах.

***Преципитат.*** Концентрированное фосфорное удобрение состава $CaHPO_4 \cdot 2H_2O$. Плохо растворимо в воде, но хорошо растворяется в органических кислотах. Уменьшает кислотность почв. Получается при нейтрализации фосфорной кислоты раствором гидроксида кальция.

## *Азот*

**Нахождение в природе.** В природе азот находится в свободном виде и в виде соединений. Свободный азот является главной составной частью воздуха (78% по объему). Неорганические соединения азота встречаются в небольших количествах за исключением крупного месторождения натриевой селитры в Чили. Почва содержит незначительные количества азота в виде солей азотной кислоты.

**Физические свойства.** Азот — газ без цвета, запаха и вкуса. Мало растворим в воде (в 100 объемах воды растворяется 2,5 объема азота). Он легче воздуха — 1 литр азота имеет массу 1,25 г. При –196 °C азот сжижается, а при –210 °C превращается в снегообразную массу.

**Химические свойства.** Молекулярный азот — химически малоактивное вещество. Это объясняется высокой прочностью молекулы $N_2$. При комнатной температуре азот реагирует только с литием: $6Li + N_2 = 2Li_3N$.

С другими металлами он реагирует при высокой температуре, образуя нитриды. Например:

$$3Ca + N_2 = Ca_3N_2;\ 2Al + N_2 = 2AlN.$$

С повышением температуры активность азота значительно увеличивается. Например, при высоком давлении и температуре в присутствии катализатора азот взаимодействует с водородом с образованием аммиака: $N_2 + 3H_2 \rightleftarrows 2NH_3$.

При температуре выше 1200°С или при действии электрических разрядов азот непосредственно соединяется с кислородом: $N_2 + O_2 = 2NO$.

Для азота известно много соединений и с другими элементами, но непосредственным взаимодействием простых веществ они не получаются. Поскольку азот имеет на внешнем энергетическом уровне пять электронов, он может образовывать химические соединения, находясь во всех степенях окисления от +5 до –3 (–1, –2, –3, +1, +2, +3, +4, +5).

**Получение.** В лаборатории азот можно получить путем разложения нитрита аммония при нагревании: $NH_4NO_2 = N_2 + 2H_2O$.

Эта реакция может протекать со взрывом, поэтому более безопасно использовать насыщенные растворы нитрита натрия и хлорида аммония:

$$NaNO_2 + NH_4Cl = N_2 + NaCl + 2H_2O.$$

В промышленности азот получают из воздуха, используя разницу температур кипения азота и кислорода.

**Применение.** Основная область применения азота — синтез аммиака. Азот используется в электротехнике и многих других отраслях промышленности как инертная среда. Соединения азота находят применение в производстве минеральных удобрений, взрывчатых веществ, лекарственных препаратов.

## *Важнейшие соединения азота*

### Аммиак

*Аммиак* — соединение азота с водородом. Имеет важное значение в химической промышленности. Формула аммиака — $NH_3$.

**Физические свойства.** Бесцветный газ с характерным резким запахом. Аммиак значительно легче воздуха, масса одного литра этого газа составляет 0,77 г. Благодаря водородным связям аммиак имеет аномально высокую температуру кипения, не соответствующую его малой молекулярной массе, хорошо растворим в воде.

**Химические свойства.** Аммиак обладает восстановительными свойствами. Например, он горит в кислороде, образуя азот и воду:

$$4NH_3 + 3O_2 = 2N_2 + 6H_2O.$$

Однако в присутствии катализатора [(платины, оксида хрома (III)] аммиак окисляется до оксида азота (II): $4NH_3 + 5O_2 = 6H_2O + 4NO$.

При растворении аммиака в воде образуются гидраты $NH_3 \cdot H_2O$, ионы аммония и гидроксид-ионы:

$$NH_3 + H_2O \leftrightarrows NH_3 \cdot H_2O \leftrightarrows NH_4^+ + OH^-.$$

Благодаря неподеленной электронной паре аммиак легко отнимает протон у молекул кислот, образуя соли аммония: $NH_3 + HCl = NH_4Cl$.

При нагревании он восстанавливает оксид меди (II), а сам окисляется до свободного азота: $3CuO + 2NH_3 = 3Cu + N_2 + 3H_2O$.

**Синтез аммиака.** Основным промышленным способом получения аммиака является его синтез из азота и водорода. Взаимодействие между азотом и водородом является обратимым процессом, идущим с выделением теплоты:

$$N_2 + 3H_2 \leftrightarrows 2NH_3\ \Delta H° = -92.4 кДж.$$

Синтез аммиака ведут при температуре около 500 °С и повышенном давлении. Катализатор — пористое железо, содержащее оксиды алюминия, калия, кальция и кремния.

**Соли аммония.** Большинство солей аммония бесцветны и хорошо растворимы в воде. По некоторым свойствам они подобны солям щелочных металлов, особенно калия. Соли аммония термически неустойчивы. При нагревании они разлагаются. Это разложение может происходить обратимо и необратимо. *Соли аммония разлагаются обратимо, если*: их анион не является окислителем или проявляет слабые окислительные свойства. Например, $NH_4Cl \leftrightarrows NH_3 + HCl$.

*Соли аммония разлагаются необратимо, если:* их анион проявляет более резко выраженные окислительные свойства. Например: $NH_4NO_3 = N_2O\uparrow + 2H_2O$.

Соли аммония хорошо растворимы в воде и являются сильными электролитами: $NH_4^+ + H_2O \leftrightarrows NH_3 + H_3O^+$.

Соли аммония находят широкое применение. Большая часть их (сульфат аммония, нитрат аммония) используется в качестве удобрений. Хлорид аммония или нашатырь применяется в красильной и текстильной промышленности, при паянии и лужении, а также в гальванических элементах.

## Азотная кислота

***Азотная кислота*** — сильная одноосновная кислота. В разбавленных растворах она полностью распадается на ионы $H^+$ и $NO_3^-$.

**Физические свойства.** Чистая азотная кислота — бесцветная жидкость с едким запахом. Кипит при 86 °С. Гигроскопична.

**Химические свойства.** Под действием света она постепенно разлагается: $4HNO_3 = 4NO_2\uparrow + O_2\uparrow + 2H_2O$.

Азотная кислота — сильный окислитель. Многие неметаллы легко окисляются ею, превращаясь в соответствующие кислоты:

$$S + 6HNO_3 = H_2SO_4 + 6NO_2\uparrow + 2H_2O.$$

Азотная кислота действует почти на все металлы за исключением золота, платины, тантала, родия и иридия. Концентрированная азотная кислота приводит некоторые металлы (железо, алюминий, хром) в пассивное состояние. Степень окисления азота в азотной кислоте равна +5. Выступая в качестве окислителя, азотная кислота может восстанавливаться до следующих соединений:

$$HN^{+5}O_3 – N^{+4}O_2 – N_2^{+3}O_3 – N^{+2}O – N_2^{+1}O – N_2^{0} – N^{-3}H_4NO_3.$$

Чем выше концентрация $HNO_3$, тем менее глубоко она восстанавливается. При реакциях с концентрированной азотной кислотой обычно выделяется $NO_2$. При взаимодействии разбавленной азотной кислоты с малоактивными металлами, например, медью, выделяется NO.

В случае более активных металлов — железа, цинка — образуется $N_2O$. Сильно разбавленная азотная кислота при взаимодействии с активными металлами — цинком, магнием, алюминием — реагирует с образованием иона аммония, дающего с кислотой нитрат аммония.

$Cu + 4HNO_3(конц.) = Cu(NO_3)_2 + 2NO_2 + H_2O$;

$3Cu + 8HNO_3 (разб.) = 3Cu(NO_3)_2 + 2NO + 4H_2O$;

$4Mg + 10HNO_3 (разб.) = 4Mg(NO_3)_2 + N_2O + 5H_2O$;

$4Zn + 10HNO_3 (сильно разб.) = 4Zn(NO_3)_2 + NH_4NO_3 + 3H_2O$.

Азотная кислота реагирует со многими органическими веществами, в результате чего один или несколько атомов водорода замещаются на нитрогруппу $NO_2$. Эта реакция получила название *нитрования* и имеет большое значение в органической химии.

**Применение.** В больших количествах она используется для производства азотных удобрений, красителей, взрывчатых веществ, лекарственных препаратов. Азотная кислота применяется в производстве серной кислоты нитрозным способом, используется для изготовления целлюлозных лаков, кинопленки.

**Получение в лаборатории:** $2NaNO_3 + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + 2HNO_3$.

**Получение в промышленности** — путем каталитического окисления аммиака, который синтезируется из водорода и азота воздуха. В результате окисления аммиака образуется оксид азота (II) NO, который окисляется до $NO_2$ кислородом воздуха. Затем $NO_2$ поглощается водой в присутствии избытка кислорода. Образующаяся азотная кислота имеет концентрацию 40–60%.

***Соли азотной кислоты.*** Одноосновная азотная кислота образует только средние соли, которые называются *нитратами*. Все нитраты хорошо растворяются в воде, а при нагревании разлагаются с выделением кислорода.

Нитраты наиболее активных металлов, которые в ряду стандартных электродных потенциалов находятся левее магния, переходят в нитриты. Например: $2KNO_3 = 2KNO_2 + O_2\uparrow$.

Нитраты металлов, которые расположены от магния до меди включительно, при нагревании распадаются на оксид металла, кислород и оксид азота (IV): $2Cu(NO_3)_2 = 2CuO + 4NO_2\uparrow + O_2\uparrow$.

Нитраты наименее активных металлов (в ряду стандартных электродных потенциалов стоят правее меди) разлагаются при нагревании до свободного металла: $2AgNO_3 = 2Ag + 2NO_2\uparrow + O_2\uparrow$.

Среди солей азотной кислоты наиболее важное значение имеют нитраты натрия, калия, аммония и кальция, которые на практике называются *селитрами*. Селитры используются главным образом как удобрения.

**Азотные удобрения**

| | |
|---|---|
| Нитрат аммония (аммиачная селитра) | Это наиболее эффективное, богатое азотом удобрение. Содержит 33–35% азота в нитратной и аммиачной форме. Легко растворяется в воде, хорошо действует на многих почвах |
| Сульфат аммония | Содержит около 21% азота. Представляет собой бесцветные кристаллы ромбической формы. Это удобрение менее гигроскопично, чем нитрат аммония, не слеживается, не огнеопасно |
| Мочевина | Это наиболее ценное азотсодержащее удобрение. Мочевина содержит наибольшее количество азота (около 46%) в хорошо усваиваемой растениями форме. Она представляет собой бесцветные или желтоватые кристаллы, хорошо растворяется в воде. Мочевина не взрывоопасна, мало гигроскопична, не слеживается |
| Нитрат калия (калийная селитра) | Калийная селитра содержит приблизительно в 3 раза больше калия, чем азота. Поэтому ее применяют в комбинации с другими удобрениями |
| Нитрат кальция (норвежская селитра) | Ценное азотное удобрение. Содержит около 13% азота |
| Хлорид аммония | Представляет собой белый порошок, содержит около 25% азота |

# Элементы главной подгруппы IV группы периодической системы

Главную подгруппу IV группы периодической системы элементов составляют углерод, кремний, германий, олово и свинец.

| Элемент | Номер | Атомная масса | Электронная конфигурация |
|---|---|---|---|
| Углерод | 6 | 12,011 | $1s^2 2s^2 2p^2$ |
| Кремний | 14 | 28,085 | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$ |
| Германий | 32 | 72,59 | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^2$ |
| Олово | 50 | 118,69 | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^2$ |
| Свинец | 82 | 207.2 | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^{10} 6s^2 6p^2$ |

**Электронная конфигурация.** ***p*-элементы.** Внешний электронный слой содержит по четыре электрона, электронная формула внешнего слоя $ns^2np^2$. Углерод и кремний являются неметаллами, германий, олово и свинец — переходными элементами.

**Свойства.** Элементы этой подгруппы образуют оксиды с общей формулой RO и $RO_2$ и водородные соединения с формулой $RH_4$. От углерода к свинцу свойства оксидов изменяются от кислотных ($CO_2$, $SiO_2$) до амфотерных ($SnO_2$, $PbO_2$). PbO и SnO являются основными оксидами. От углерода к свинцу уменьшается прочность водородных соединений. Изменяется и характер гидратов: так, $H_2CO_3$, $H_2SiO_3$ — слабые кислоты: $Pb(OH)_2$, $Sn(OH)_2$, $Ge(OH)_2$ — амфотерные основания. В подгруппе с ростом порядкового номера уменьшается энергия ионизации и увеличивается атомный радиус, т. е. неметаллические свойства ослабевают, а металлические усиливаются.

## Кремний

**Нахождение в природе.** В свободном виде кремний не встречается, бывает только в виде соединений. Наиболее стойким соединением кремния является оксид кремния (IV), или кремнезем. Кристаллический кремнезем находится в природе главным образом в виде минерала кварца. На дне морей имеются отложения тонкого пористого аморфного кремнезема, который называют трепелом, кизельгуром или инфузорной землей. Кремний входит в состав полевого шпата, слюды, глины, асбеста

**Физические свойства.** *Кремний* — темно-серое вещество с металлическим блеском. Он хрупок и, как и углерод, тугоплавок. Обладает полупроводниковыми свойствами.

**Химические свойства.** Восстановитель. Непосредственно реагирует только со фтором: $Si + 2F_2 = SiF_4$ (фторид кремния).

Кремний не взаимодействует с кислотами (кроме смеси плавиковой и азотной кислот), в то время как со щелочами реагирует очень энергично: $Si + 2NaOH + H_2O = Na_2SiO_3 + +2H_2\uparrow$.

При нагревании кремний соединяется с кислородом: $Si + O_2 = SiO_2$.

Кремний образует также соединение с водородом — силан:

$$SiH_4 : Si + 2H_2 = SiH_4.$$

С углеродом кремний образует карборунд (карбид кремния) — кристаллическое, построенное по типу алмаза вещество: $SiO_2 + 2C = SiC + CO_2$.

Соединения кремния с металлами называются силицидами:

$$Si + 2Mg = Mg_2Si \text{ (силицид магния).}$$

**Применение.** Кремний применяют главным образом для изготовления полупроводниковых приборов, получения сплавов, восстановления металлов из оксидов.

**Получение.** Получают кремний путем его восстановления из кремнезема: $SiO_2 + 2Mg = 2MgO + Si$.

В промышленности кремнезем восстанавливают углем в электрических печах: $SiO_2 + 2C = Si + 2CO$.

## Соединения кремния

***Оксид кремния (IV), или кремнезем.*** Твердое, очень тугоплавкое кристаллическое вещество, нерастворимое в воде и не вступающее с ней во взаимодействие. По химическим свойствам оксид кремния (IV) относится к кислотным оксидам. С оксидом кремния (IV) непосредственно реагирует только плавиковая кислота: $SiO_2 + 4HF = SiF_4 + 2H_2O$.

При сплавлении оксида кремния (IV) с щелочами, основными оксидами и карбонатами образуются соли кремниевой кислоты — силикаты:

$SiO_2 + 2NaOH = Na_2SiO_3 + H_2O$; $SiO_2 + CaO = CaSiO_3$;

$SiO_2 + K_2CO_3 = K_2SiO_3 + CO_2\uparrow$.

***Кремниевая кислота.*** Относится к слабым кислотам; малорастворима в воде. Молекулы кремниевой кислоты в водных растворах практически не диссоциируют. Формула $H_2SiO_3$ является условной. В действительности кремниевая кислота существует в виде соединения $(H_2SiO_3)_n$ или поликремниевых кислот. При длительном хранении от кремниевой кислоты отщепляются молекулы воды и она превращается в $SiO_2$. При нагревании кремниевая кислота также распадается на оксид кремния (IV) и воду: $H_2SiO_3 = H_2O + SiO_2$.

## Силикатная промышленность

Силикатная промышленность объединяет в основном керамическое, стекольное и цементное производства.

**Производство керамики.** ***Керамика*** — материалы и изделия, изготовляемые из огнеупорных веществ — глины, карбидов и оксидов некоторых металлов. К керамическим изделиям относят кирпич, черепицу, облицовочные плитки, глиняную посуду, изделия из фарфора и фаянса.

Процесс изготовления керамических изделий состоит из приготовления керамической массы, формования, сушки и обжига. При обжиге происходит спекание, обусловленное химическими реакциями в твердой фазе. Обжиг обычно проводят при температуре 900 °С. Спекание проводится по строго определенному режиму и приводит к получению материала, обладающего заданными свойствами.

**Производство стекла.** Стекло оконное состоит главным образом из силикатов натрия и калия, сплавленных с оксидом кремния (IV), состав приблизительно выражается формулой $Na_2O \cdot CaO \cdot 6SiO_2$. Сырьем для его получения служат

белый песок, сода, известняк или мел. При сплавлении этих веществ происходят следующие реакции:

$CaCO_3 + SiO_2 = CaSiO_3 + CO_2\uparrow$; $Na_2CO_3 + SiO_2 = Na_2SiO_3 + CO_2\uparrow$.

Силикаты натрия и кальция вместе с кремнеземом сплавляются в массу, которая постепенно охлаждается:

$$Na_2SiO_3 + CaSiO_3 + 4SiO_2 = Na_2O \cdot CaO \cdot 6SiO_2.$$

**Производство цемента.** Цемент — один из важнейших материалов, изготавливаемых силикатной промышленностью. Он в огромных количествах используется при строительных работах. Обычный цемент (силикатцемент или портландцемент) получают путем обжига смеси глины с известняком. При обжиге цементной смеси карбонат кальция разлагается на оксид углерода (IV) и оксид кальция; последний вступает во взаимодействие с глиной. При этом образуются силикаты и алюминаты кальция.

## Углерод

**Нахождение в природе.** Углерод встречается в природе в свободном состоянии и в виде соединений. Он входит в состав угля, нефти, карбонатов (кальцит, известняк, мел, мрамор). Углерод — главный компонент органических веществ. В виде $CO_2$ углерод содержится в воздухе.

**Аллотропные модификации.** В зависимости от способа образования атомами углерода связей друг с другом различают три основных аллотропных формы углерода — алмаз, графит и карбин. Они значительно отличаются по физическим свойствам.

***Алмаз*** — это бесцветное, прозрачное вещество, сильно преломляющее лучи света. Окраска природных алмазов связана с примесями. Из всех простых веществ алмаз имеет максимальное количество атомов на единицу объема. По твердости он превосходит все известные вещества.

***Графит*** представляет собой темно-серое вещество с металлическим блеском, жирное на ощупь. Хорошо проводит электрический ток, на воздухе не загорается даже при сильном накаливании. В кислороде горит, образуя углекислый газ.

***Карбин*** — мелкокристаллический порошок черного цвета. В шестидесятых годах XX века он был получен искусственным путем, а позже найден в природе. Молекулы углерода в кристалле карбина образуют линейные цепочки, где тройные связи чередуются с одинарными: $—C{\equiv}C—C{\equiv}C—C{\equiv}C—$.

**Химические свойства.** Углерод при высокой температуре способен вытеснять железо, медь, цинк и другие металлы из их оксидов:

$$3C + Fe_2O_3 \xrightarrow{t} 2Fe + 3CO_2.$$

При нагревании углерод (в виде сажи или угля) соединяется с кислородом: $C + O_2 = CO_2$.

При недостатке кислорода образуется не углекислый газ $CO_2$, а оксид углерода (II) — угарный газ: $2C + O_2 = 2CO$.

При взаимодействии углерода с металлами и основными оксидами образуются карбиды: $4Al + 3C = Al_4C_3$.

Углерод взаимодействует со многими неметаллами: $C + 2S = CS_2$ (сероуглерод).

С водородом уголь при нагревании в присутствии никелевого катализатора образует метан: $C + 2H_2 = CH_4$.

## Соединения углерода

*Оксид углерода (II).* Ядовитый газ без цвета и запаха. Плохо растворим в воде. CO относится к несолеобразующим оксидам. Обладает восстановительными свойствами. Может восстанавливать металлы из оксидов:

$$CO + CuO = Cu + CO_2.$$

На воздухе оксид углерода (II) горит голубоватым пламенем с выделением большого количества тепла: $2CO + O_2 = 2CO_2$.

*Оксид углерода (IV).* Углекислый газ — бесцветное газообразное вещество, в 1,5 раза тяжелее воздуха. Сжижается при температуре 31° и давлении 6МПа. При быстром испарении жидкого $CO_2$ образуется твердая снегообразная масса — сухой лед.

*Химические свойства.* Углекислый газ обладает всеми свойствами кислотных оксидов. Он взаимодействует с водой и растворами щелочей. Раствор углекислого газа в воде имеет кислую реакцию и представляет собой очень слабую угольную кислоту: $CO_2 + H_2O \leftrightarrows H_2CO_3$.

При взаимодействии с растворами щелочей образуются соли:

$$CO_2 + 2NaOH = Na_2CO_3 + H_2O.$$

Некоторые активные металлы могут гореть в атмосфере $CO_2$, отнимая у него кислород: $CO_2 + 2Mg = 2MgO + C$.

При высокой температуре углекислый газ взаимодействует с углеродом: $CO_2 + C = 2CO$.

*Угольная кислота.* Непрочное соединение: распадается на углекислый газ и воду уже в момент образования. Угольная кислота существует только в растворе и относится к слабым кислотам. Поскольку угольная кислота является двухосновной, она диссоциирует ступенчато:

$$H_2CO_3 \leftrightarrows H^+ + HCO_3^-HCO_3^- \leftrightarrows H^+ + CO_3^{2-}.$$

Ионы $CO_3^{2-}$ образуются в очень малом количестве

*Карбонаты.* Угольная кислота образует два ряда солей: средние и кислые. Средние соли называются карбонатами, кислые — гидрокарбонатами. Соли угольной кислоты можно получить в результате реакции взаимодействия углекислого газа и щелочи, а также путем обменных реакций между растворимыми солями угольной кислоты и солями других кислот:

$CO_2 + 2NaOH = Na_2CO_3 + H_2O$;

$BaCl_2 + Na_2CO_3 = =BaCO_3\downarrow + 2NaCl$.

При нагревании все карбонаты, кроме солей щелочных металлов, разлагаются с выделением $CO_2$: $MgCO_3 = MgO + CO_2\uparrow$.

Гидрокарбонаты щелочных металлов при нагревании переходят в карбонаты: $2NaHCO_3 = Na_2CO_3 + CO_2\uparrow + H_2O$.

Большинство гидрокарбонатов, а также карбонаты калия, натрия, рубидия, цезия и аммония растворимы в воде. Карбонаты других металлов в воде нерастворимы. Наибольшее практическое значение из солей угольной кислоты имеют питьевая сода $NaHCO_3$; кальцинированная сода $Na_2CO_3$; мел, известняк, мрамор $CaCO_3$.

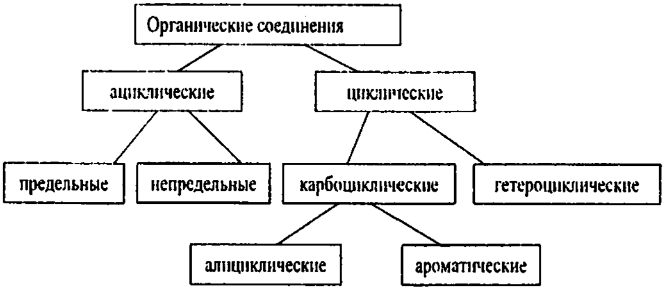
# ОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

## Теория химического строения органических соединений А.М. Бутлерова

Основные положения теории химического строения органических соединений заключаются в следующем:

1. Атомы в молекулах соединены в определенной последовательности в соответствии с их валентностью. Последовательность соединения атомов в молекуле отражена в структурной формуле.
2. Свойства вещества зависят не только от того, какие атомы и в каком количестве входят в состав его молекулы, но и от того, в каком порядке они соединены между собой, то есть от химического строения молекулы.
3. Атомы или группы атомов, образовавшие молекулу, взаимно влияют друг на друга, от чего зависит реакционная способность молекулы.

### Классификация органических соединений




### Классы органических соединений

| Функциональная группа | Название группы | Классы соединений | Примеры |
|---|---|---|---|
| –OH | Гидроксил | Спирты | $C_2H_5OH$, этанол |
| | | Фенолы | $C_6H_5OH$ фенол |
| –CHO | Альдегид | Альдегиды | $CH_3CHO$, ацетальдегид |
| –CO– | Карбонил | Кетоны | $CH_3COCH_3$, ацетон |
| –O– | | Простые эфиры | $C_2H_5–O–C_2H_5$, диэтиловый эфир |
| –COOH | Карбоксил | Карбоновые кислоты | $CH_3COOH$ |
| –COOR | | Сложные эфиры | $CH_3–COO–C_2H_5$, этилацетат |
| –$NH_2$ | Аминогруппа | Амины | $C_6H_5–NH_2$, анилин |

| Функциональ-ная группа | Название группы | Классы соединений | Примеры |
|---|---|---|---|
| $-NO_2$ | Нитрогруппа | Нитросоеди-нения | $CH_3NO_2$, нитрометан |
| $-CO-NH_2$ | Амидогруппа | Амиды | $CH_3-CO-NH_2$, амид уксусной кислоты |
| –F,–Cl,–Br,–I | | Галогено-производные | $CH_3Cl$, хлористый метил |

Классы органических соединений определяются:

а) строением углеводородного скелета;

б) функциональными группами, присоединенными к углеродному скелету молекулы.

***Функциональные группы*** — группы атомов, свойства и превращение которых определяют основную часть химических свойств соединений данного класса.

***Изомерия*** — явление, при котором вещества имеют одинаковый качественный и количественный состав, но различное строение молекулы, а значит, обладают разными свойствами.

***Радикал:***

а) фрагмент молекулы, условно рассматриваемый как единица структуры молекулы. Например, радикал этил $C_2H_5$ входит в состав молекул этанола $C_2H_5OH$, этиламина $C_2H_5NH_2$ и многих других;

б) частица, имеющая неспаренный электрон и обладающая повыщенной реакционной способностью. Обычно существует лишь кратковременно в качестве промежуточного продукта реакции и сразу же вступает в реакцию с другими молекулами и радикалами.

***Нуклеофильные реакции*** — реакции, в которых *элементарным актом* является атака частицы-нуклеофила на область молекулы с пониженной электронной плотностью. Например, повышенная реакционная способность галогенопроизводных предельных углеводородов обусловлена поляризацией молекул из-за большей электроотрицательности атома галогена. При этом на атоме углерода образуется некоторый дефицит электронной плотности ($\delta+$), и он легко атакуется молекулами или ионами, которые могут предоставить свою электронную пару.

## Типы разрыва связей в органических соединениях

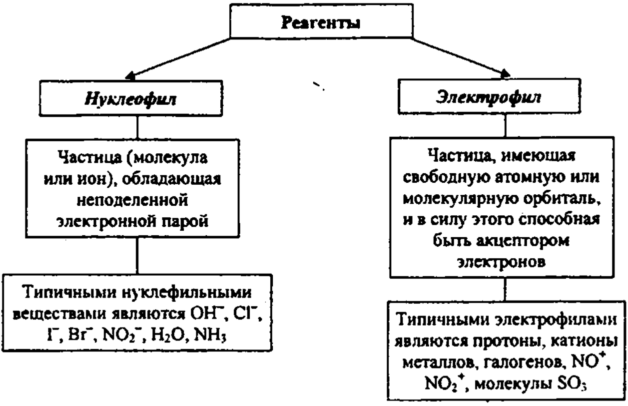
| Тип разрыва связей | Особенности | Для каких реакций характерен |
|---|---|---|
| Гомолитический разрыв ковалентной связи | Разрыв ковалентной связи с образованием свободных радикалов. Роль свободных радикалов могут играть атомы водорода, хлора, кислорода и т.п., а также группы атомов: OH, $CH_3$. По свободно-радикальному механизму протекают реакции, в которых разрыву подвергаются связи малой полярности (C–C, C–H, N–N). | Данный способ разрыва связей характерен для реакций замещения и полимеризации |

## Виды изомерии

| Вид изомерии | Характеристика | Пример |
|---|---|---|
| **Структурная изомерия:** | | |
| а) изомерия углеродного скелета; | Этот вид изомерии характерен для ациклических углеводородов и их функциональных производных, которые содержат не менее четырех атомов углерода в молекуле. Изомеры образуются за счет изменения порядка соединения атомов. | Пентан и 2-метилбутан |
| б) изомерия положения кратных связей; | Характерна для алкенов, алкинов, алкодиенов, причем изомеры образуются за счет различного положения кратных связей. | Бутен-1 и бутен-2 |
| в) изомерия положения заместителей и функциональных групп; | | 3-аминопропановая кислота и 2-аминопропановая кислота |
| г) изомерия радикалов в циклических углеводородах | Характерна для гомологов и производных бензола и циклоалканов | |
| **Пространственная изомерия:** | | |
| а) геометрическая (цис-, транс-) изомерия; | Характерна для соединений с двойными связями. Изомеры образуются за счет различного положения в пространстве заместителей или радикалов. | Цис-бутен-2 и транс-бутен-2 |
| б) оптическая изомерия | Обусловлена наличием в молекуле одного или нескольких асимметрических атомов. Молекулы таких веществ не имеют плоскости симметрии и способны поворачивать плоскость поляризованного луча в противоположные стороны | Молочная кислота |
| **Межгрупповая изомерия** | Характерна для алкенов и циклоалканов: $C_nH_{2n}$. В молекулах изомеров различный порядок соединения атомов | Цис-бутен и циклобутан |
| **Межклассовая изомерия** | Характерна для: а) одноатомных спиртов и простых эфиров; б) альдегидов и кетонов; в) карбоновых кислот и сложных эфиров | Пропанол-1 и метилэтиловый эфир |

| Тип разрыва связей | Особенности | Для каких реакций характерен |
|---|---|---|
| Гетеролитический (ионный) разрыв связи | Разрыв химической связи, при котором общая электронная пара остается у одного атома; при этом образуются ионы — катион и анион | Гетеролитический механизм наблюдается обычно при разрыве ковалентной полярной связи (С–Cl, С–О и др.). Гетеролитический разрыв ковалентной связи характерен также для реакций присоединения, когда в молекулах есть π-связь |

***Электрофильные реакции*** — реакции, в которых *элементарным актом* является атака частицы-электрофила на область молекулы с повышенной электронной плотностью. Например, в реакции нитрования $C_6H_6 + NO_2^+ \rightarrow C_6H_5NO_2 + H^+$ ион $NO_2^+$ атакует делокализованную шестицентровую π-связь молекулы бензола.




*Общее между нуклеофильными и электрофильными реакциями* заключается в том, что они протекают по ионному механизму. Но в первом случае реагирующее вещество отдает свою электронную пару, а во втором случае — приобретает электронную пару для создания новой ковалентной связи.

## Предельные углеводороды (алканы)

***Предельными углеводородами*** или ***алканами*** называют соединения, состав которых выражается общей формулой $C_nH_{2n+2}$, где *n* — число атомов углерода.

### Гомологический ряд предельных углеводородов

| Формула | Название | Радикал | Название |
|---|---|---|---|
| $CH_4$ | Метан | $CH_3$– | Метил |
| $C_2H_6$ | Этан | $C_2H_5$– | Этил |
| $C_3H_8$ | Пропан | $C_3H_7$– | Пропил |

| Формула | Название | Радикал | Название |
|---|---|---|---|
| $C_4H_{10}$ | Бутан | $C_4H_9$– | Бутил |
| $C_5H_{12}$ | Пентан | $C_5H_{11}$– | Пентил (амил) |
| $C_6H_{14}$ | Гексан | $C_6H_{13}$– | Гексил |
| $C_7H_{16}$ | Гептан | $C_7H_{15}$– | Гептил |
| $C_8H_{18}$ | Октан | $C_8H_{17}$– | Октил |
| $C_9H_{20}$ | Нонан | $C_9H_{19}$– | Нонил |
| $C_{10}H_{22}$ | Декан | $C_{10}H_{21}$– | Децил |
| $C_{11}H_{24}$ | Ундекан | $C_{11}H_{23}$– | Ундецил |
| $C_{12}H_{26}$ | Додекан | $C_{12}H_{25}$– | Додецил |
| $C_{13}H_{28}$ | Тридекан | $C_{13}H_{27}$– | Тридецил |
| $C_{14}H_{30}$ | Тетрадекан | $C_{14}H_{29}$– | Тетрадецил |

## Общая характеристика алканов

| | |
|---|---|
| Особенности электронного строения | В молекулах предельных углеводородов атомы углерода связаны между собой σ-связями, все свободные валентности насыщены водородом. Атомы в молекуле находятся в состоянии $sp^3$-гибридизации |
| Номенклатура | Названия предельных углеводородов оканчиваются на *-ан*, а названия углеводородных радикалов — на *-ил*. Если углеводородная цепь не разветвлена, то к названию углеводорода добавляют *н-* (что значит «нормальный»). Например, н-гексан, н-октан |
| Основные физические свойства | Предельные углеводороды — бесцветные вещества, нерастворимые в воде. С ростом молекулярной массы меняются их физические свойства. Так, $C_1$–$C_4$ — газы, $C_5$–$C_{15}$ — жидкости, высшие алканы — твердые вещества. С ростом длины углеродной цепи увеличиваются температуры плавления и кипения |
| Получение | Основным источником предельных углеводородов служат природный газ и нефть. Некоторые алканы и циклоалканы получают из других соединений: $CH_3–CH=CH–CH_3 + H_2 \xrightarrow{Ni,\ Pd,\ t} CH_3–(CH_2)_2–CH_3$ (Бутен-2 → Бутан) Циклогексан и другие циклоалканы ряда циклогексана получают гидрированием бензола и его производных: $C_6H_6 + 3H_2 \xrightarrow{kt,\ t} C_6H_{12}$ |

## Химические свойства алканов

| Реакция | Уравнения |
|---|---|
| Замещение (галогенирование) | Галогенирование происходит в несколько стадий: $CH_4 + Cl_2 \xrightarrow{h\nu} CH_3Cl + HCl$ (хлористый метил) |

| Реакция | Уравнения |
|---|---|
| | $CH_3Cl + Cl_2 \xrightarrow{h\nu} CH_2Cl_2 + HCl$<br>дихлорметан<br>$CH_2Cl_2 + Cl_2 \xrightarrow{h\nu} CHCl_3 + HCl$<br>трихлорметан<br>$CHCl_3 + Cl_2 \xrightarrow{h\nu} CCl_4 + HCl$<br>тетрахлорметан<br>Реакция протекает по радикальному цепному механизму.<br>а) Под действием света происходит инициирование — образование свободного радикала: $Cl:Cl \rightleftarrows 2Cl^{\bullet}$<br>б) Цепная реакция: $H_3C : H + Cl^{\bullet} \rightarrow H_3C\cdot + H:Cl$;<br>$H_3C\cdot + Cl:Cl \rightarrow H_3C:Cl + Cl^{\bullet}$<br>Нейтральную молекулу углеводорода атакует свободный радикал хлора, в результате чего происходит симметричное расщепление ковалентной связи в метане. Эти реакции повторяются до тех пор, пока не произойдет обрыв цепи |
| Нитрование (реакция Коновалова) | Происходит при действии разбавленной азотной кислоты при 140 °С и небольшом давлении:<br>$R{-}H + H{-}O{-}NO_2 \xrightarrow{t,\ p} R{-}NO_2 + H_2O$ |
| Горение | $CH_4 + 2O_2 \rightarrow CO_2 + 2H_2O$<br>При недостатке кислорода:<br>$2CH_4 + 3O_2 \rightarrow 2CO + 4H_2O$ |
| Дегидрирование | Происходят при высоких температурах в присутствии катализаторов, в качестве которых могут выступать Ni, $Cr_2O_3$, ZnO и др., например:<br>$CH_3{-}CH_3 \xrightarrow{t,\ Ni} CH_2{=}CH_2 + H_2$ |
| Разложение | При высоких температурах алканы разлагаются:<br>$CH_4 \xrightarrow{t} C + 2H_2$<br>$2CH_4 \xrightarrow{t} CH \equiv CH + 3H_2$ |

## Непредельные углеводороды (алкены)

***Алкены***, или ***олефины***, или ***этиленовые углеводороды*** — непредельные углеводороды ряда этилена с одной двойной связью в молекулах. Алкены образуют гомологический ряд соединений, имеющих общую формулу $C_nH_{2n}$. Родоначальником этого ряда является этилен — $H_2C = CH_2$.

### Характеристика непредельных углеводородов

**Электронное строение (на примере этилена).** Атомы углерода при двойной связи находятся в состоянии *sp*²-гибридизации. Валентный угол составляет 120°. Каждый из атомов углерода образует 3 σ-связи; оставшиеся неиспользованны-

ми две $p$-орбитали одного и второго атомов углерода испытывают частичное боковое перекрывание над и под плоскостью молекулы этилена, тем самым образуя π-связь.

**Изомерия.** Для алкенов характерна изомерия: а) углеводородного скелета (бутен-1 и 2-метил-пропен-1): б) положения двойной связи (бутен-1 и бутен-2); в) пространственная (геометрическая); г) межгрупповая (бутен-1 и циклобутан).

**Номенклатура.** Названия алкенов производятся от названий соответствующих алканов путем замены окончания *-ан* на *-илен* (рациональная номенклатура) или *-ен* (систематическая номенклатура). Название изомеров алкенов составляется по следующему принципу. Нумеруется самая длинная цепь с того конца, к которому ближе расположена двойная связь. Первым называют номер атома углерода, с которым связано разветвление, затем радикал, название самого углеводорода и, в конце, номер атома углерода, от которого отходит двойная связь.

**Физические свойства.** Первые четыре представителя ряда этилена — газы; с $C_5$– по $C_{16}$– — жидкости. Высшие этиленовые углеводороды — твердые бесцветные вещества. Температуры кипения и плавления с увеличением длины углеводородной цепи возрастают. Алкены практически нерастворимы в воде. Хорошо растворяются в неполярных органических растворителях, таких как бензол, хлороформ и др.

**Применение.** В природе этиленовые углеводороды в значительных количествах не встречаются. Их используют как сырье для синтеза многих органических веществ. Например, этилен применяют для синтеза этилового спирта, иприта, полиэтилена и других полимеров. Этилен используют для наркоза. В присутствии этого газа быстрее созревают плоды, поэтому его используют в теплицах.

**Получение.** Этиленовые углеводороды можно получить несколькими способами:

а) дегидрированием предельных углеводородов:

$CH_3–CH_2–CH_3 \xrightarrow{-H_2} CH_2=CH–CH_3$;

б) отнятием галогеноводородов от галогенопроизводных предельных углеводородов:

$CH_3–CH_2Cl \xrightarrow{KOH,\ спирт} CH_2=CИ_2 + KCl + H_2O$:

в) отщеплением воды от спиртов:

$CH_3–CH_2–OH \xrightarrow{Al_2O_3} CH_2=CH_2$.

## Химические свойства алкенов

| Реакция | Уравнения |
|---|---|
| Присоединения: | |
| а) гидрирование; | $CH_2=CH_2 + H_2 \xrightarrow{t,\ Ni} CH_3–CH_3$ |
| б) галогенирование; | $CH_2=CH_2 + Br_2 \rightarrow CH_2Br–CH_2Br$<br>1,2-дибромэтан |
| в) взаимодействие с галогеноводородами (по правилу Марковникова); | $CH_3–HC=CH_2 + HCl \rightarrow CH_3–CHCl–CH_3$<br>2-хлорпропан |
| г) гидратация | $CH_3–HC=CH_2 + H_2O \rightarrow CH_3–CH(OH)–CH_3$<br>пропанол-2 |

| Реакция | Уравнения |
|---|---|
| Окисление:<br>а) горение:<br>б) окисление перманганатом калия;<br>в) неполное окисление кислородом; | <br>$C_2H_4 + 3O_2 \rightarrow 2CO_2 + 2H_2O$<br>$H_2C = CH_2 + [O] + H_2O \xrightarrow{KMnO_4} HO{-}CH_2{-}CH_2{-}OH$<br>этиленгликоль<br>$2CH_2 = CH_2 + O_2 \xrightarrow{kt,\ t}$ |
| Полимеризация | $nCH_2 = CH_2 \rightarrow (-CH_2-CH_2-)_n$<br>полимер |

## Диеновые углеводороды

*Диеновые углеводороды* — углеводороды, содержащие в углеродной цепи две двойные связи. Их состав выражается общей формулой $C_nH_{2n-2}$. Общее международное название диеновых углеводородов — алкадиены.

**Номенклатура.** По систематической номенклатуре названия диеновых углеводородов происходят от названий алканов, в которых последняя буква заменяется на окончание *-диен*.

**Изомерия.** Для диеновых углеводородов характерны два вида изомерии — углеродной цепи и двойных связей. Два наиболее важных представителя диеновых углеводородов — бутадиен-1,3 (дивинил) и 2-метилбутадиен-1,3 (изопрен). В них двойные связи разделены одинарной:

$CH_2{=}CH{-}CH{=}CH_2$
бутадиен-1,3

$CH_2{=}C{-}CH{=}CH_2$
$\quad\;\; |$
$\quad CH_3$
2-метилбутадиен-1,3

**Химические свойства.** Сходны с непредельными углеводородами. Реакции присоединения:

$$CH_2{=}CH{-}CH{=}CH_2 + Br_2 \rightarrow CH_2Br{-}CH{=}CH{-}CH_2Br$$

бутадиен-1,3 1,4-дибромбутен

При взаимодействии с бромом двойные связи разрываются, затем происходит присоединение двух атомов брома. Оставшиеся свободные валентности образуют двойную связь. Таким образом, в реакциях присоединения у диеновых углеводородов происходит перемещение двойной связи

## Алкины

*Алкины*, или *ацетиленовые углеводороды* — углеводороды, имеющие в молекуле одну тройную связь. Общая формула алкинов $C_nH_{2n-2}$. Ацетилен $C_2H_2$ — первый член гомологического ряда алкинов. Поэтому алкины часто называют ацетиленовыми углеводородами и рассматривают как продукты замещения атомов водорода в ацетилене.

**Номенклатура.** По номенклатуре *IUPAC* наличие тройной связи в молекуле обозначается суффиксом *-ин*, который заменяет суффикс *-ан* в названии соответствующего алкана. Например, этин, пропин, бутин и т. д. Главную углеродную цепь, обязательно включающую тройную связь, нумеруют так, чтобы атомы, связанные тройной связью, получили наименьшие номера. Например,

```
5    4    3    2  1
CH3–CH–CH2–C≡CH
              |
              CH3
```

4-метилпентин-1

**Электронное строение (на примере ацетилена).** Оба атома углерода в молекуле ацетилена находятся в состоянии *sp*-гибридизации. Тройная связь содержит одну σ-связь и две π-связи. σ-связь образуется за счет *sp*-гибридных орбиталей, которые обобществляются под углом 180°, поэтому молекула ацетилена линейная. Две негибридизированные *p*-орбитали при боковом перекрывании образуют две π-связи, которые расположены в двух взаимно перпендикулярных областях.

**Изомерия.** Для алкинов характерна структурная изомерия, обусловленная строением углеродной цепи и положением тройной связи.

**Физические свойства.** По физическим свойствам алкины напоминают алкены. Низшие алкины $C_2$–$C_4$ представляют собой газы, $C_5$–$C_{16}$–жидкости, высшие алкины — твердые вещества. Температуры кипения у алкинов несколько выше, чем у соответствующих алкенов. Алкины нерастворимы в воде, но хорошо растворяются в неполярных органических растворителях.

**Получение.** Общим способом получения алкинов является реакция дегидрогалогенирования:

$CH_3–CBr_2–CH_3 + 2KOH_{сп} \xrightarrow{t} CH_3–C≡CH + 2KBr + +2H_2O;$

$CH_2Br–CHBr–CH_3 + 2KOH_{сп} \xrightarrow{t} CH_3–C≡CH + 2KBr + +2H_2.$

**Получение ацетилена.** Ацетилен в промышленности и в лаборатории получают из карбида кальция, действуя на него водой:

$$CaC_2 + 2H_2O \rightarrow Ca(OH)_2 + C_2H_2.$$

В больших количествах ацетилен получают из метана:

$$2CH_4 \rightarrow CH \equiv CH + 3H_2.$$

Ацетилен можно получить синтезом из элементов: $2C + H_2 \rightarrow C_2H_2$.

**Применение ацетилена.** Ацетилен используется для сварки и резки металлов. Является ценным сырьем для производства многих органических соединений (уксусная кислота, уксусный альдегид, этиловый спирт, пластмассы, каучуки). Некоторые производные ацетилена — хорошие растворители.

## Химические свойства

| Реакции | Уравнения |
|---|---|
| Гидрирование (реакции восстановления) | При высокой температуре в присутствии катализаторов (Ni, Pt) алкины присоединяют водород. Реакция идет в две стадии:<br>1) $C_2H_2 + H_2 \rightarrow C_2H_4$ (этилен);<br>2) $C_2H_4 + H_2 \rightarrow C_2H_6$ (этан) |
| Галогенирование | Реакция идет в две стадии:<br>1) $CH≡CH + Br_2 \rightarrow CHBr=CHBr$<br>2) $CHBr=CHBr + Br_2 \rightarrow CHBr_2–CHBr_2$<br>Служит качественной реакцией на непредельные углеводороды (обесцвечивание бромной воды) |

| Реакции | Уравнения |
|---|---|
| Присоединение галогеноводородов | Для активации галогеноводорода используют $AlCl_3$.<br>$CH{\equiv}CH + HCl \rightarrow CH_2{=}CHCl$<br>винилхлорид<br>Присоединение галогеноводородов происходит по правилу Марковникова |
| Реакция Кучерова (гидратация) | $CH{\equiv}CH + H_2O \xrightarrow{Hg^{2+},\ H^+} [CH_2{=}CH{-}OH] \rightarrow$<br>$\rightarrow CH_3{-}CH{=}O$<br>виниловый спирт<br>Реакция Кучерова протекает при нагревании в присутствии солей ртути (II). В обычных условиях ацетилен с водой не взаимодействует. Реакция Кучерова имеет большое практическое значение, так как позволяет получать дешевым путем уксусный альдегид, используемый для производства уксусной кислоты, этилового спирта и т. д. В результате реакции гидратации только ацетилен превращается в альдегид; гидратация других алкинов протекает по правилу Марковникова, а конечным продуктом являются кетоны |
| Реакция замещения (качественная реакция) | $CH{\equiv}CH + Ag_2O \xrightarrow{t,\ NH_4OH} AgC{\equiv}CAg\downarrow + H_2O$<br>Образуется желтый осадок ацетиленида серебра |
| Полимеризация | Димеризация:<br>$2H{-}C{\equiv}C{-}H \xrightarrow{кат.} CH_2{=}CH{-}C{\equiv}CH$<br>винилацетилен<br>Тримеризация:<br>$3H{-}C{\equiv}C{-}H \xrightarrow{t,\ кат.\ C}$ <br>Если полимеризацию ацетилена вести в присутствии раствора хлороводорода или солей соляной кислоты, то образуется хлорпрен:<br>$H{-}C{\equiv}C{-}H + H{-}C{\equiv}C{-}H \xrightarrow{Cu_2Cl_2} HC{\equiv}C{-}CH{=}CH_2 \rightarrow$<br>$\xrightarrow{HCl} H_2C{=}C(Cl){-}CH{=}CH_2$<br>хлорпрен<br>При определенных условиях хлорпрен полимеризуется с образованием хлорпренового каучука |
| Окисление | При окислении в кислой среде обычно происходит расщепление тройной связи и образуются карбоновые кислоты:<br>$R{-}C{\equiv}C{-}R' + [O] + H_2O \rightarrow R{-}COOH + R'{-}COOH$<br>Горение: $2C_2H_2 + 5O_2 \rightarrow 4CO_2\uparrow + 2H_2O$ |

# Арены (ароматические углеводороды)

*Арены*, или *ароматические углеводороды* — углеводороды, имеющие в молекуле одно или несколько бензольных колец. Состав их молекул отвечает общей формуле $C_nH_{2n-6}$. Бензол — простейший представитель ароматических углеводородов или аренов.

**Электронное строение.** Все С–С-связи бензольного кольца равноценны, каждый атом углерода находится в состоянии $sp^2$-гибридизации. Электронное облако четвертого электрона (*p*-электрона) атома углерода, не участвующего в гибридизации, имеет форму гантели и ориентировано перпендикулярно плоскости бензольного кольца. Такие *p*-электронные облака всех атомов углерода перекрываются над и под плоскостью кольца, образуя общее электронное облако. Связь, образованную шестиэлектронным облаком, называют делокализованной шестицентровой $\pi$-связью.

**Номенклатура.** Условно арены разделяют на два ряда. К первому относят бензол и его гомологи (метилбензол; 1,2-диметилбензол; 1,3-диметилбензол и т. д.). Второй включает конденсированные (полиядерные) арены. Простейшие из них — нафталин и антрацен.

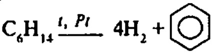
**Изомерия.** Структурная изомерия в гомологическом ряду бензола обусловлена взаимным расположением заместителей в кольце. Монозамещенные производные бензола не имеют изомеров положения. Дизамещенные производные существуют в виде трех изомеров, которые различаются по положению заместителей. Положение заместителей указывают цифрами или приставками: орто- (*о*-), мета- (*м*-), пара- (*п*-).

**Физические свойства.** Первые члены гомологического ряда бензола (например, толуол, этилбензол и др.) — бесцветные летучие жидкости со специфическим запахом. Они легче воды и в воде нерастворимы. Хорошо растворяются в органических растворителях. Бензол и его гомологи сами являются растворителями для многих органических веществ.

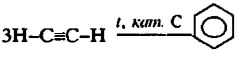
**Получение бензола и других аренов:**

а) Арены получают из нефти и каменноугольной смолы, которая образуется при сухой перегонке каменного угля;

б) бензол также можно получать с помощью реакций дегидроциклизации гексана и дегидрирования циклогексана:




По способу Н.Д. Зелинского и Б.А. Казанского бензол можно получить, пропуская ацетилен через трубку с активированным углем при температуре 600 °С:




**Применение бензола и его гомологов.** Бензол служит исходным продуктом в производстве красящих и лекарственных веществ, синтетического волокна, пластмасс. Бензол и его гомологи используются как растворители, а также для синтеза других органических соединений

## Химические свойства

| Реакции | Уравнение |
|---|---|
| Замещения:<br>а) галогенирование;<br>б) нитрование;<br>в) сульфирование;<br>г) алкилирование (реакция Фриделя-Крафтса) | Эти реакции протекают при комнатной температуре, но в присутствии катализаторов — $AlCl_3$, $AlBr_3$, $FeCl_3$ и других: $C_6H_6 + Br_2 \rightarrow C_6H_5Br + HBr$<br>В присутствии концентрированной серной кислоты арены вступают в реакцию с азотной кислотой, образуя нитросоединения:<br>$C_6H_6 + HONO_2 \xrightarrow{50°C} C_6H_5NO_2 + H_2O$<br>нитробензол<br>Для реакции необходима «дымящая» серная кислота (олеум): $C_6H_6 + H_2SO_4 \rightarrow C_6H_5SO_3H + H_2O$<br>бензолсульфокислота<br>Катализаторами реакции являются галогениды алюминия: $C_6H_6 + C_2H_5Cl \xrightarrow{AlCl_3} C_6H_5C_2H_5 + HCl$<br>этилбензол |
| Присоединения:<br>а) гидрирование;<br>б) присоединение хлора на свету | Реакция гидрирования аренов идет при нагревании в присутствии катализатора — никеля или платины:<br>$C_6H_6 + 3H_2 \xrightarrow{Pt,\ 200°C,\ p} C_6H_{12}$ (циклогексан)<br>Бензол присоединяет три молекулы хлора и образует твердый продукт — гексахлорциклогексан (гексахлоран): $C_6H_6 + 3Cl_2 \rightarrow C_6H_6Cl_6$ |
| Горение | $2C_6H_6 + 15O_2 \rightarrow 12CO_2 + 6H_2O$ |
| Характерная особенность бензола — устойчивость к действию окислителей. Он не обесцвечивает бромную воду и раствор перманганата калия | |

## Сравнение углеводородов различных гомологических рядов

| | Алканы | Алкены | Алкодиены | Алкины | Арены |
|---|---|---|---|---|---|
| Общая формула | $C_nH_{2n+2}$ | $C_nH_{2n}$ | $C_nH_{2n-2}$ | $C_nH_{2n-2}$ | $C_nH_{2n-6}$ |
| Вид гибридизации | $sp^3$ | $sp^2$ | $sp^2$ | $sp$ | $sp^2$ |
| Вид связи | σ | σ и π | σ и π | σ и 2 π | 6π-электронная система |
| Длина связи С–С, *нм* | 0,154 | 0,134 | 0,134, 0,146 | 0,120 | 0,140 |
| Длина связи С–Н, *нм* | 0,1094 | 0,1084 | 0,1084 | 0,1064 | 0,1084 |
| Валентный угол | 109°28′ | 120° | 120° | 180° | 120° |
| Энергия связи С–С, *В/моль* | 350 | 620 | 620 | 880 | 620 |

| | Алканы | Алкены | Алкодиены | Алкины | Арены |
|---|---|---|---|---|---|
| Форма молекулы | Тетраэдрическая | Плоская | Плоская | Линейная | Плоская |
| Характерные реакции | Замещения | Присоединения | Присоединения | Чаще присоединения | Присоединения, замещения |

# Природные источники углеводородов: нефть, природные и попутные нефтяные газы

*Нефть* — маслянистая жидкость темно-бурого или черного цвета со специфическим запахом. В воде практически нерастворима, легче воды. По составу нефть представляет собой сложную смесь углеводородов. Она содержит в себе как жидкие, так и растворенные твердые и даже (в небольшом количестве) газообразные углеводороды. Обычно это парафиновые и циклические углеводороды, циклоалканы. Их соотношение колеблется в нефти различных месторождений. Кроме углеводородов нефть содержит кислородные, сернистые и азотистые органические соединения. В сыром виде нефть не используется, ее подвергают переработке.

*Природные газы*. Природные газы, как и нефть, — важный источник углеводородов. В природном газе содержатся главным образом углеводороды с низкой молекулярной массой. По объему природный газ на 85–98% состоит из метана, на 2–3% из этана, пропана, бутана. В нем также содержится небольшое количество примесей — сероводорода, азота, благородных газов, углекислого газа и водяных паров.

*Попутные газы*. Попутные газы обычно растворены в нефти и выделяются при ее добыче. В попутных газах содержится меньше метана, но больше этана, пропана, бутана и высших углеводородов. Кроме этих соединений попутные газы содержат те же примеси: сероводород, азот, углекислый газ, благородные газы и т. д.

## Перегонка нефти. Крекинг нефтепродуктов

| Вид переработки | Условия | Основные продукты | Сущность метода |
|---|---|---|---|
| I. Первичная переработка | | | |
| Прямая (фракционная перегонка) | 300–350 °С | Бензин лигроин, керосин, газойль, мазут | Перегонка основана на разнице температур кипения углеводородов нефти |
| II. Вторичная (химическая) переработка. Крекинг нефтепродуктов | | | |
| Термический крекинг | 470–550°, 25–40 атм. | Крекинг-бензин крекинг-газы (этилен, пропилен и др.) | В процессе термического крекинга происходит расщепление молекул углеводородов под действием высоких температур. Они расщепляются на предельные с меньшим числом атомов углерода и непредельные углеводороды |

| Вид переработки | Условия | Основные продукты | Сущность метода |
|---|---|---|---|
| Каталитический крекинг | 500°, 1–2 атм, катализатор — алюмосиликаты и $AlCl_3$ | Бензин с высоким *октановым числом* | Осуществляется при более низкой температуре, но с большей скоростью благодаря катализатору. Наряду с реакциями расщепления идут реакции изомеризации. Это позволяет улучшить качество бензина |
| Другие способы вторичной переработки нефтепродуктов | | | |
| Риформинг | 600–700°, катализаторы Pt, Pd | Бензин с высоким содержанием ароматических углеводородов | В процессе риформинга происходит ароматизация углеводородов, т. е. превращение парафинов и циклопарафинов в ароматические углеводороды |
| Пиролиз | 650–700°, катализаторы Pt, Pd | Высокооктановые бензины марки Б (авиационные) | При пиролизе разрываются длинные углеводородные цепи. Происходит увеличение выхода газообразных продуктов |
| Гидроочистка | | | Происходит удаление сернистых и азотистых органических веществ |

## Кислородсодержащие органические соединения

### *Спирты*

***Спирты*** — это органические соединения, в молекулах которых содержится одна или несколько гидроксильных групп, соединенных с углеводородным радикалом.

**Классификация спиртов**

| По характеру углеводородного радикала | | |
|---|---|---|
| Алифатические | Алициклические | Ароматические |
| *Примеры* | | |
| $CH_3CH_2OH$ (этанол) | $C_6H_{11}OH$ (циклогексанол) | $C_6H_5CH_2OH$ (бензиловый спирт) |
| **По числу гидроксильных групп** | | |
| Одноатомные | Двухатомные | Трехатомные |

| *Примеры* | | |
|---|---|---|
| $CH_3OH$ (метанол) | $CH_2OH–CH_2OH$ (этиленгликоль; этандиол-1,2) | $CH_2OH–CHOH-CH_2OH$ (глицерин; пропантриол-1,2,3) |
| **По положению группы ОН при углеродном атоме** | | |
| Первичные | Вторичные | Третичные |
| *Примеры* | | |
| $RCH_2OH$ | $R_2CHOH$ | $R_3COH$ |

***Предельные одноатомные спирты*** — производные предельных углеводородов, где атом водорода замещен на гидроксогруппу. Общая формула гомологического ряда одноатомных спиртов R-OH или $C_nH_{2n+1}OH$. Названия обычно заканчиваются на *-ол*. Простейшие представители: $CH_3OH$ (метиловый спирт, метанол), $C_2H_5OH$ (этиловый спирт, этанол), $C_3H_7OH$ (пропиловый спирт, пропанол).

В зависимости от положения гидроксогруппы различают спирты первичные, вторичные и третичные, например:

$R–CH_2–OH$ первичный спирт

```
R–CH–R вторичный спирт
  |
  OH
```

```
  R
  |
R–C–OH третичный спирт
  |
  R
```

**Особенности электронного строения.** Ковалентная связь О–Н в молекуле полярна. Электронная плотность смещена к кислороду, так как он более электроотрицателен, чем водород. Поэтому кислород может взаимодействовать с атомом водорода другой молекулы, образуя водородные связи.

**Изомерия.** У предельных одноатомных спиртов существуют изомеры: а) углеводородной цепи (бутанол-1 и 2-метилпропанол-1); б) по положению группы ОН (пропанол-1 и пропанол-2).

**Физические свойства.** Первые представители гомологического ряда спиртов (до $C_{15}$) — жидкости, высшие — твердые вещества. Все спирты бесцветны; жидкие имеют резкий запах, твердые запаха не имеют. Низкомолекулярные спирты смешиваются с водой в любом соотношении, с ростом углеводородной цепи растворимость уменьшается. Высшие спирты нерастворимы в воде.

**Применение.** Спирты часто используют в качестве растворителей, а также для получения ряда химических соединений, ликероводочных изделий, синтеза лекарственных препаратов, в парфюмерном производстве.

**Получение.** Общие способы:

1. Гидратация алкенов.
2. Гидролиз галогеноуглеродов водными растворами щелочей:

$C_3H_7Br + NaOH \rightarrow C_3H_7OH + NaBr$.

бромпропан пропанол

3. Восстановление карбонильных соединений:

$$CH_3–CH=O \xrightarrow{+[H]} C_2H_5OH$$

ацетальдегид  этанол

Для каждого из спиртов, производимых в промышленном масштабе, существуют собственные способы получения.

**Получение этанола:**

1. Сбраживание сахаристых веществ (свекла, крахмал, картофель, пшеница, кукуруза и т. п.). Глюкоза, содержащаяся в сахаристых веществах, расщепляется по уравнению: $C_6H_{12}O_6 \rightarrow 2C_2H_5OH + 2CO_2$.

2. Гидролиз целлюлозы (древесина) растворами серной кислоты и сбраживание образующихся сахаристых веществ (гидролизный спирт).

3. Получение этилового спирта из этилена. Этот способ заключается в гидратации этилена в присутствии серной кислоты:

$$CH_2=CH_2 + H_2O \xrightarrow{H_2SO_4} C_2H_5OH.$$

4. Получение этилового спирта из ацетилена. Гидратацией ацетилена получают уксусный альдегид. Восстанавливая последний водородом в присутствии никелевого катализатора, получают этиловый спирт:

$$CH{\equiv}CH \xrightarrow{H_2O,\ Hg^{2+}} CH_3—CH=O \xrightarrow{H_2,\ Ni} C_2H_5OH.$$

## Химические свойства

| Реакции | Уравнения |
|---|---|
| Спирты взаимодействуют:<br>а) с активными металлами; | $2C_2H_5OH + 2Na \rightarrow 2C_2H_5ONa + H_2\uparrow$<br>этилат натрия |
| б) с минеральными и органическими кислотами с образованием сложных эфиров | $C_2H_5OH + CH_3COOH \rightleftharpoons CH_3COOC_2H_5 + H_2O$<br>метилэтиловый эфир<br>Катализатором реакции являются ионы $H^+$ |
| Горение | $C_2H_5OH + 3O_2 \rightarrow 2CO_2 + 3H_2O$ |
| Окисление | Первичные спирты окисляются в альдегиды:<br>$CH_3–CH_2–OH + CuO \xrightarrow{t^\circ} CH_3–CHO + H_2O + Cu\downarrow$<br>ацетальдегид<br>Вторичные спирты окисляются в кетоны:<br>$H_3C–CHOH–CH_3 + CuO \xrightarrow{t^\circ} H_3C–CO–CH_3 + Cu\downarrow$<br>ацетон |
| Дегидратация | *Внутримолекулярная дегидратация:*<br>$CH_3–CH_2–CH_2–OH \rightarrow CH_3–CH=CH + H_2O$<br>пропен<br>Реакция протекает в присутствии серной кислоты и при высокой температуре |

| Реакции | Уравнения |
|---|---|
| | *Межмолекулярная дегидратация (реакция элиминирования):*<br>$2CH_3–CH_2–OH \rightarrow C_2H_5O–C_2H_5 + H_2O$<br>диэтиловый эфир<br>Реакция протекает при более низкой температуре и при избытке спирта |
| Взаимодействие с галогеноводородными кислотами | $C_2H_5OH + HCl \rightarrow C_2H_5Cl + H_2O$<br>хлорэтан |

## *Многоатомные спирты: этиленгликоль и глицерин*

*Этиленгликоль* — представитель предельных двухатомных спиртов (гликолей). Их общая формула — $C_nИ_{2n}(OH)_2$.

**Номенклатура.** Названия двухатомных спиртов образуются так же, как и одноатомных, но перед окончанием -ол ставят греческое числительное, которое обозначает число гидроксогрупп. Например, двухатомные спирты имеют окончание *-диол*, трехатомные — *-триол* и т. д. После этих окончаний цифрами указывают положение гидроксогрупп в углеродной цепи. По систематической номенклатуре этиленгликоль носит название этандиол-1,2.

**Физические свойства.** Этиленгликоль — бесцветная, сладкая на вкус жидкость, не имеющая запаха. Этиленгликоль ядовит, хорошо смешивается с водой и спиртом.

**Получение и применение.** Этиленгликоль применяют для приготовления антифризов, синтетического волокна лавсана.

Получают этиленгликоль:

а) при окислении этилена раствором перманганата калия:

$$CH_2{=}CH_2 + H_2O + [O] \rightarrow CH_2OH–CH_2OH;$$

б) щелочным гидролизом дихлорэтана:

$$CH_2Cl–CH_2Cl + 2NaOH \xrightarrow{H_2O} CH_2OH–CH_2OH + 2NaCl.$$

### Химические свойства

| Реакции | Уравнения |
|---|---|
| С металлами (реакция замещения) | $2\begin{matrix} CH_2OH \\ \vert \\ CH_2OH \end{matrix} + 2Na \rightarrow 2\begin{matrix} CH_2ONa \\ \vert \\ CH_2ONa \end{matrix} + H_2$ |
| С гидроксидом меди (II). Качественная реакция | $2CH_2OH–CH_2OH + Cu(OH)_2 \rightarrow 2H^+$ + гликолят меди (синее окрашивание) |
| С щелочами | $\begin{matrix} CH_2OH \\ \vert \\ CH_2OH \end{matrix} + 2NaOH \rightarrow \begin{matrix} CH_2ONa \\ \vert \\ CH_2ONa \end{matrix} + 2H_2O$ |

| Реакции | Уравнения |
|---|---|
| Окисление | $\begin{array}{l} CH_2OH \\ \vert \\ CH_2OH \end{array} \xrightarrow{+[O]} \begin{array}{l} CHO \\ \vert \\ CHO \end{array} \xrightarrow{+[O]} \begin{array}{l} COOH \\ \vert \\ COOH \end{array}$ <br> диальдегид — щавелевая кислота |

## Глицерин

*Глицерин* — представитель трехатомных спиртов. Его название по систематической номенклатуре — пропантриол-1,2,3; эмпирическая формула — $C_3H_2O_3$ или $C_3H_5(OH)_3$.

**Физические свойства.** Глицерин — бесцветная, вязкая, сиропообразная жидкость, без запаха, сладкая на вкус. Она тяжелее воды, кипит при 290 °С, смешивается с водой в любых соотношениях.

**Химические свойства.** По химическим свойствам глицерин очень близок к этиленгликолю. Атомы водорода гидроксогрупп могут замещаться на металл, образуя глицераты.

Глицерин взаимодействует с гидроксидом меди (II), образуя ярко-синий глицерат меди.

Важное практическое значение имеет реакция взаимодействия глицерина с азотной кислотой с образованием нитроглицерина.

С карбоновыми кислотами глицерин образует сложные эфиры — жиры и масла.

**Получение и применение.** В природе в свободном виде глицерин не встречается. Его получают из растительных и животных жиров. Разработаны синтетические способы получения глицерина из пропилена, что позволяет экономить пищевые жиры. Из глицерина получают нитроглицерин, который является сильным взрывчатым веществом. 1% спиртовой раствор нитроглицерина используется в медицине как лекарство при сердечных заболеваниях.

Глицерин используют в парфюмерии, текстильной и пищевой промышленности, производстве антифризов, пластмасс.

## *Фенол*

***Фенол (карболовая кислота).*** $C_6H_5OH$ — молекулярная формула простейшего представителя класса фенолов. ***Фенолы*** — органические соединения, молекулы которых содержат одну или несколько гидроксильных групп, непосредственно соединенных с бензольным кольцом.

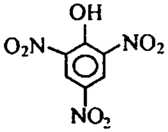
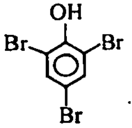
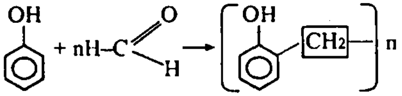
**Особенности электронного строения молекулы.** Химические свойства фенолов обусловлены взаимным влиянием в молекуле гидроксильной группы и бензольного ядра (фенила). Сущность этого влияния заключается в том, что π-электроны бензольного ядра частично вовлекают в свою сферу неподеленные электронные пары атома кислорода гидроксильной группы, в результате чего уменьшается электронная плотность у атома кислорода. Это в свою очередь вызывает дополнительное смещение электронной плотности связи О–Н от водорода к кислороду. Поэтому водород приобретает кислотные свойства, становится более подвижным и реакционноспособным.

**Физические свойства.** Фенол — бесцветное кристаллическое вещество с резким запахом. При хранении он постепенно окисляется кислородом воздуха, приобретая розоватую окраску. Фенол частично растворим в холодной воде (6 г в 100 г воды), но хорошо растворяется в горячей воде и в растворах щелочей.

Фенол имеет довольно высокие температуры плавления и кипения ($t_{пл}$ = 43 °С, $t_{кип}$ = 182 °С). Токсичен, обладает сильными антисептическими свойствами, т. е. способностью убивать многие микроорганизмы.

**Применение.** Фенол используется для дезинфекции помещений, мебели, хирургических инструментов и т. д. Применяется он и в производстве фенолформальдегидных пластмасс, красителей, лекарственных веществ.

### Химические свойства фенола

| Реакция | Уравнение |
|---|---|
| Взаимодействие с металлами | $2C_6H_5OH + 2Na \rightarrow 2C_6H_5ONa + H_2$<br>фенолят натрия |
| Взаимодействие со щелочами | $C_6H_5OH + NaOH \rightarrow C_6H_5ONa + H_2O$ |
| Нитрование | $C_6H_5OH + 3HNO_3 \xrightarrow{H_2SO_4} 3H_2O +$ <br>2,4,6-тринитрофенол |
| Бромирование | $C_6H_5OH + 3Br_2 \rightarrow 3HBr +$ <br>2,4,6-трибромфенол |
| Поликонденсация | <br>фенолформальдегидная смола |
| Взаимодействие с хлоридом железа (III) | $3C_6H_5OH + FeCl_3 \rightarrow (C_6H_5O)_3Fe + 3HCl$.<br>Качественная реакция (фиолетовое окрашивание) |

## *Альдегиды*

***Альдегиды*** — органические вещества, в молекулах которых содержится функциональная группа –CH=O (альдегидная группа). Общая формула гомологического ряда альдегидов $C_nH_{2n+1}$–CH=O или R–CH=O, причем у первого представителя ряда альдегидов вместо R — атом водорода.

**Номенклатура.** По систематической номенклатуре названия дают в зависимости от количества атомов углерода в цепи с добавлением суффикса *-аль*, например, метаналь, этаналь, пропаналь и т. д.

**Физические свойства.** Первый представитель альдегидов — формальдегид — бесцветный газ с резким удушливым запахом. Следующие члены гомологического ряда (с $C_3$– по $C_{11}$–) — жидкости. Высшие альдегиды — твердые вещества, не имеющие запаха. Формальдегид, уксусный и масляный альдегиды хорошо растворимы в воде; далее, с увеличением числа атомов углерода, растворимость уменьшается.

**Получение.**

1. Окисление первичных спиртов (применяется в лабораториях):

$$R{-}CH_2OH + CuO \xrightarrow{t} R{-}C{\overset{O}{\underset{H}{\lessdot}}} + H_2O + Cu$$

2. Окисление метана кислородом воздуха (промышленный способ):

$$CH_4 + O_2 \xrightarrow{kt,\ t} H{-}C{\overset{O}{\underset{H}{\lessdot}}} + H_2O$$

3. Окисление метанола:

$$CH_3OH + O_2 \xrightarrow{кат.} 2H{-}C{\overset{O}{\underset{H}{\lessdot}}} + 2H_2O$$

4. Окисление этилена:

$$2CH_2{=}CH_2 + O_2 \xrightarrow{кат.} 2\,CH_3{-}C{\overset{O}{\underset{H}{\lessdot}}}$$

5. Гидратация ацетилена (реакция Кучерова): см. таблицу «Химические свойства ацетилена».

## Химические свойства

| Реакции | Уравнения |
|---|---|
| Присоединения | $R{-}C{\overset{O}{\underset{H}{\lessdot}}} + H_2 \xrightarrow{Ni,\ Pt} R{-}CH_2{-}OH$ (спирт) |
| Окисления<br>а) реакция «серебряного зеркала»; | $R{-}C{\overset{O}{\underset{H}{\lessdot}}} + Ag_2O \xrightarrow{t} R{-}COOH + 2Ag\downarrow$ |
| б) окисление гидроксидом меди | $R{-}C{\overset{O}{\underset{H}{\lessdot}}} + 2Cu(OH)_2 \xrightarrow{t} R{-}COOH +$<br>$+ 2CuOH$ (желтый) $+ H_2O$<br>$CuOH$ (красный) $\rightarrow Cu_2O\downarrow + H_2O$ |

| Реакции | Уравнения |
|---|---|
| Полимеризация | $6H{-}C{\overset{\displaystyle O}{\underset{\displaystyle H}{\lessgtr}}} \xrightarrow{Ca(OH)_2} CH_2OH{-}(CHOH)_4{-}C{\overset{\displaystyle O}{\underset{\displaystyle H}{\lessgtr}}}$ глюкоза |
| Поликонденсация | См. таблицу «*Химические свойства фенола*» |

## *Кетоны*

*Кетоны* — органические вещества, молекулы которых содержат карбонильную группу С=О, связанную с двумя углеводородными радикалами. Простейшим представителем кетонов является ацетон $CH_3{-}CO{-}CH_3$.

**Номенклатура.** Названия кетонов образуются от названий радикалов, входящих в состав молекулы, с добавлением слова «кетон». По систематической номенклатуре к названию соответствующего углеводорода добавляют суффикс *-он* и указывают номер атома углерода, связанного с карбонильным кислородом. Например: $CH_3{-}CO{-}CH_3$ — диметилкетон, пропанон-2, ацетон.

**Физические свойства.** Ацетон — бесцветная горючая жидкость со специфическим запахом. Легче воды, растворяется в ней в любых соотношениях, хорошо растворим также в спирте и эфире. Ацетон — органический растворитель, растворяет жиры, смолы и другие органические вещества

**Применение и получение.** Ацетон широко используется как органический растворитель, а также для органического синтеза. Ацетон является исходным продуктом для производства хлороформа, йодоформа, уксусного ангидрида и других соединений. Существуют различные методы получения ацетона: разложение ацетата кальция, окисление изопропилового спирта, гидратация ацетилена водяным паром.

### Химические свойства

| Реакция | Уравнение |
|---|---|
| Восстановление | Как и альдегиды, ацетон легко восстанавливается: $CH_3{-}CO{-}CH_3 + H_2 \xrightarrow{Ni,\ t} CH_3{-}\underset{\displaystyle OH}{\underset{\vert}{CH}}{-}CH_3$ пропанол-2 |
| Окисление | Кетоны могут окисляться, хотя эта реакция идет труднее, чем у альдегидов. Это объясняется тем, что у кетонов реакция окисления происходит с разрывом С–С-связей. В результате образуются карбоновые кислоты с меньшим числом углеродных атомов: $CH_3{-}CO{-}CH_3 + 3[O] \rightarrow CH_3COOH + HCOOH$. Кетоны окисляются только такими окислителями, как перманганат калия, хромовая смесь и т. п. |

## Карбоновые кислоты

***Карбоновые кислоты*** — производные углеводородов, молекулы которых содержат одну или несколько карбоксильных групп COOH.

### Классификация карбоновых кислот

| Признак | Карбоновые кислоты |
|---|---|
| Число карбоксильных групп | Монокарбоновые или одноосновные (одна группа COOH);<br>Дикарбоновые или двухосновные (две группы COOH);<br>Поликарбоновые или многоосновные (три и более групп COOH) |
| Строение углеводородного радикала, с которым связана группа COOH | Насыщенные (предельные, алкановые);<br>Ненасыщенные (непредельные);<br>Алициклические;<br>Ареновые (ароматические) |
| Степень ненасыщенности углеводородного радикала | Алкеновые;<br>Алкадиеновые;<br>Алкатриеновые;<br>Алкиновые |

### Некоторые представители карбоновых кислот

<table>
<tr><th>Формула</th><th>Систематическое название</th><th>Тривиальное название</th></tr>
<tr><td>1</td><td>2</td><td>3</td></tr>
<tr><td colspan="3">Монокарбоновые кислоты</td></tr>
<tr><td>$HCOOH$</td><td>Метановая</td><td>Муравьиная</td></tr>
<tr><td colspan="3">Дикарбоновые кислоты</td></tr>
<tr><td>$HOOC–COOH$</td><td>Этандиовая</td><td>Щавелевая</td></tr>
<tr><td colspan="3">Трикарбоновые кислоты</td></tr>
<tr><td>$CH{=}C{-}CH_2$<br>|   |   |<br>R   R   R ,<br>где R — группа COOH</td><td>Пропентрионовая</td><td>Аконитовая</td></tr>
<tr><td colspan="3">Насыщенные (предельные) карбоновые кислоты</td></tr>
<tr><td>$CH_3COOH$</td><td>Этановая</td><td>Уксусная</td></tr>
<tr><td>$CH_3–(CH_2)_{16}–COOH$</td><td>Октадекановая</td><td>Стеариновая</td></tr>
<tr><td colspan="3">Ненасыщенные (непредельные) карбоновые кислоты</td></tr>
<tr><td colspan="3">Алкеновые кислоты</td></tr>
<tr><td>$CH_2{=}CH–COOH$</td><td>Пропеновая</td><td>Акриловая</td></tr>
<tr><td>$CH_3–(CH_2)_7–CH{=}CH–(CH_2)_7–COOH$</td><td>Цис-9-октадеценовая</td><td>Олеиновая</td></tr>
</table>

| 1 | 2 | 3 |
|---|---|---|
| *Алкадиеновые кислоты* | | |
| $CH_3–(CH_2)_4–CH=CH–CH_2–CH=CH–$ $–(CH_2)_7–COOH$ | Октадекадиен-9, 12-овая | Линолевая |
| *Алкатриеновые кислоты* | | |
| $C_2H_5–(CH=CH–CH_2)_3–(CH_2)_6–COOH$ | Октадекатриен-9,12,15-овая | Линоленовая |
| *Алкиновые кислоты* | | |
| $CH_3–C\equiv C–COOH$ | Бутин-2-овая | Тетровая |
| *Ароматические карбоновые кислоты* | | |
| $C_6H_5–COOH$ | Бензенкарбоновая | Бензойная |
| $C_6H_5–CH_2COOH$ | Фенилэтановая | Фенил-уксусная |

## Одноосновные карбоновые кислоты

Одноосновные карбоновые кислоты образуют гомологический ряд с общей формулой $C_nH_{2n+1}COOH$ или R–COOH.

Примеры представителей ряда одноосновных карбоновых кислот:

H–COOH — муравьиная (метановая) кислота;

$CH_3$–COOH — уксусная (этановая) кислота;

$C_2H_5$–COOH — пропионовая (пропановая) кислота и т. д.

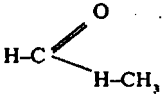
**Изомерия.** Для одноосновных предельных карбоновых кислот характерна изомерия: а) углеводородного скелета. Этот вид изомерии зависит от строения радикала. Изомеры появляются, начиная с масляной кислоты $C_3H_7COOH$:

$CH_3–CH_2–CH_2–COOH$ — бутановая кислота (масляная)

$CH_3–CH(CH_3)–COOH$ — 2-метилпропановая кислота (изомасляная)

б) изомерия другого класса веществ.

Карбоновые кислоты изомерны сложным эфирам, например:

$CH_3COOH$ и 

(уксусная кислота и метиловый эфир муравьиной кислоты)

**Физические свойства.** Первые представители гомологического ряда карбоновых кислот ($C_1–C_9$) — жидкости с характерным запахом, высшие карбоновые кислоты — твердые вещества. С увеличением количества атомов углерода в молекуле растворимость кислот в воде падает.

## Химические свойства

| Реакции | Уравнения |
|---|---|
| Диссоциация | В водных растворах карбоновые кислоты диссоциируют на ионы подобно минеральным кислотам: $RCOOH \leftrightarrows RCOO^- + H^+$ Все карбоновые кислоты являются слабыми электролитами (муравьиная кислота — средней силы) |
| Галогенирование | $CH_3COOH + Br_2 \rightarrow CH_2BrCOOH + HBr$ 2-бромэтановая |
| Образование ангидридов | $CH_3COOH + CH_3COOH \rightarrow CH_3-CO-O-CO-CH_3 + H_2O$ ангидрид уксусной кислоты |
| Взаимодействие со спиртами | $HCOOH + HO-C_2H_5 \rightarrow H-CO-O-C_2H_5 + H_2O$ этилформиат |
| Реакции, общие для кислот | а) взаимодействуют с металлами, стоящими до водорода в ряду стандартных электродных потенциалов: $2CH_3COOH + Mg \rightarrow (CH_3COO)_2Mg + H_2\uparrow$; б) реагируют с основными оксидами: $2CH_3COOH + CaO \rightarrow (CH_3COO)_2Ca + H_2O$; в) вступают в реакцию с основаниями: $CH_3COOH + KOH \rightarrow CH_3COOK + H_2O$; ацетат калия г) вытесняют слабые кислоты из их солей: $2HCOOH + CaCO_3 \rightarrow Ca(HCOO)_2 + H_2O + CO_2\uparrow$ формиат кальция |

## Муравьиная кислота HCOOH

**Физические свойства.** Муравьиная кислота — бесцветная жидкость с острым запахом и жгучим вкусом, вызывает ожоги на коже. Растворяется в воде в любых количествах.

**Химические свойства:**

а) как и альдегиды, муравьиная кислота легко окисляется (реакция серебряного зеркала):

$$HCOOH + Ag_2O \xrightarrow{NH_4OH,\ t} H_2CO_3 + 2Ag\downarrow;$$

б) при нагревании с концентрированной серной кислотой разлагается на воду и оксид углерода (II): $HCOOH \rightarrow H_2O + CO\uparrow$;

в) в присутствии мелко раздробленных металлов группы платины муравьиная кислота разлагается с выделением углекислого газа:

$$HCOOH \rightarrow CO_2 + H_2.$$

**Получение.** В промышленности:

$$CO + NaOH \xrightarrow{200^\circ C,\ 0,7\ МПа} HCOONa \xrightarrow{H_2SO_4} HCOOH + NaHSO_4.$$

**Применение.** Муравьиная кислота используется в медицине, в кожевенной и текстильной промышленности (при крашении тканей), при синтезе органических веществ, для получения щавелевой кислоты.

### Уксусная кислота

**Нахождение в природе.** Уксусная кислота широко распространена в природе. Она содержится в выделениях животных, в зеленых листьях растений, образуется при брожении, гниении, скисании вина и пива, содержится в кислом молоке и сыре. Образуется при окислении многих органических веществ.

**Физические свойства.** Уксусная кислота — бесцветная жидкость с характерным резким запахом, смешивается в любых соотношениях с водой, спиртом, эфиром, бензолом.

**Химические свойства.** В водных растворах уксусная кислота диссоциирует на ионы: $CH_3COOH \leftrightarrows CH_3COO^- + H^+$.

Взаимодействует с основаниями, основными оксидами и солями. Уксусная кислота устойчива к окислителям и к концентрированным минеральным кислотам.

**Получение.**

1. В промышленности уксусную кислоту получают из метана: метан → ацетилен → уксусный альдегид (реакция Кучерова) → уксусная кислота.

2. Прямое окисление бутана при высокой температуре.

3. Микробиологический способ: уксуснокислое брожение жидкостей, содержащих этиловый спирт.

**Применение.** Уксусная кислота используется как приправа к пище, для консервирования, при производстве ацетатного волокна, органического стекла, синтезе лекарств, гербицидов, красителей, производстве пластмасс и кинопленки.

## *Сложные эфиры*

*Сложные эфиры* — производные карбоновых кислот, полученные замещением ОН-группы в карбоксиле кислоты спиртовым остатком -OR.

**Номенклатура.** Название сложных эфиров состоит из названия карбоновых кислот и спиртов, остатки которых входят в состав эфира. Иногда вместо окончания *-овая кислота* используют суффикс *-ат*. Например: этиловый эфир муравьиной кислоты — этилформиат.

**Изомерия.** Для сложных эфиров характерны три вида изомерии:

1. Изомерия углеродной цепи начинается по кислотному остатку с бутановой кислоты, по спиртовому остатку — с пропилового спирта.

2. Изомерия положения сложноэфирной группировки –СОО–. Этот вид изомерии начинается с эфиров, в молекулах которых содержится не менее 4 атомов углерода.

3. Межклассовая изомерия. Например, метилацетату изомерна пропановая кислота.

Для сложных эфиров, содержащих непредельную кислоту или непредельный спирт, возможны еще два вида изомерии: изомерия положения кратной связи и цис-транс-изомерия.

**Физические свойства.** Сложные эфиры карбоновых кислот — бесцветные легкокипящие жидкости. Низшие и средние гомологи ряда сложных эфиров летучи, часто имеют приятный запах; высшие представляют собой вязкие жидкости или твердые вещества. Сложные эфиры мало растворимы в воде, но хорошо растворяются в органических растворителях.

**Получение.** Сложные эфиры получают в результате реакции взаимодействия кислот со спиртами (реакция этерификации):

$$CH_3COOH + HOC_2H_5 \rightarrow CH_3\text{–}CO\text{–}O\text{–}C_2H_5 + H_2O.$$

**Применение.** Благодаря аромату многие сложные эфиры нашли применение в парфюмерной и пищевой промышленности. Некоторые из них используются как лекарственные вещества, а также как растворители органических веществ.

## Химические свойства

| Реакции | Уравнения |
|---|---|
| Гидролиз (реакция омыления) | $CH_3\text{–}CO\text{–}O\text{–}C_2H_5 + H_2O \rightarrow CH_3COOH + C_2H_5OH$<br>этилацетат |
| Образование амидов | $R\text{–}COOR' + NH_3 \rightarrow R\text{–}CO\text{–}NH_2 + R'\text{–}OH$ |
| Восстановление | $R\text{–}COOR' \rightarrow R\text{–}CH_2OH + R'\text{–}OH$<br>Реакция протекает в присутствии алюмогидрида лития, натрия в кипящем спирте или водорода с медно-хромовым катализатором |

## Жиры или триглицериды

***Жиры,*** или ***триглицериды,*** — сложные эфиры трехатомного спирта глицерина и карбоновых кислот (предельных и непредельных). В состав молекулы жира входят обычно различные кислотные остатки. Триглицериды, содержащие три остатка одной и той же кислоты, встречаются редко.

***Жирные кислоты.*** Из предельных кислот, входящих в состав жиров, наиболее важны пальмитиновая $C_{15}H_{31}COOH$, стеариновая $C_{17}H_{35}COOH$, из непредельных — олеиновая $C_{17}H_{33}COOH$ (одна двойная связь), линолевая $C_{17}H_{31}COOH$ (две двойные связи) и линоленовая $C_{17}H_{29}COOH$ (три двойные связи).

## Жирные кислоты, наиболее часто встречающиеся в составе жиров

| Название | Формула |
|---|---|
| *Алкановые кислоты* | |
| Масляная<br>Капроновая<br>Пальмитиновая<br>Стеариновая | $CH_3\text{–}(CH_2)_2\text{–}COOH$<br>$CH_3\text{–}(CH_2)_4\text{–}COOH$<br>$CH_3\text{–}(CH_2)_{14}\text{–}COOH$<br>$CH_3\text{–}(CH_2)_{16}\text{–}COOH$ |
| *Алкеновые кислоты* | |
| Олеиновая | $CH_3\text{–}(CH_2)_7\text{–}CH{=}CH\text{–}(CH_2)_7COOH$<br>или $C_{17}H_{33}COOH$ |
| *Алкадиеновые кислоты* | |
| Линолевая | $CH_3\text{–}(CH_2)_4\text{–}(CH{=}CH\text{–}CH_2)_2\text{–}(CH_2)_6COOH$<br>или $C_{17}H_{31}COOH$ |

| Название | Формула |
|---|---|
| *Алкатриеновые кислоты* | |
| Линоленовая | $CH_3–CH_2–(CH=CH–CH_2)_3–(CH_2)_6COOH$<br>или $C_{17}H_{29}COOH$ |

**Номенклатура.** Названия жиров производят из тривиальных названий остатков жирных кислот с указанием их количества и добавлением суффикса *-ил*. Например, тристеарилглицерин (глицерин и три остатка стеариновой кислоты).

**Физические свойства.** Жиры легче воды и в ней нерастворимы. Они хорошо растворяются в спирте, эфире, бензине и других органических растворителях. Животные жиры в основном являются твердыми веществами и содержат преимущественно предельные карбоновые кислоты (чаще всего стеариновую и пальмитиновую). Растительные жиры отличаются высоким содержанием непредельных кислот (олеиновой и др.). Они обычно жидкие.

**Роль в природе.** Жиры наряду с белками и углеводами входят в состав растительных и животных организмов. Они являются главным структурным компонентом клеточных мембран, входят в состав протоплазмы клеток. Жиры являются запасными, резервными веществами и находятся в организме в виде жировой ткани. Они играют важную биологическую роль: являются источником энергии. Жировая ткань образует мягкую изолирующую прослойку, защищая органы и ткани от ударов и переохлаждения.

## Химические свойства

| Реакции | Уравнения |
|---|---|
| Гидролиз (омыление) | $CH_2–O–CO–R_1$              $CH_2–OH$    $R_1COONa$<br>\|                                   \|<br>$CH_2–O–CO–R_2 + 3NaOH \rightarrow CH–OH + R_2COONa$<br>\|                                   \|<br>$CH_2–O–CO–R_3$              $CH_2–OH$    $R_3COONa$<br>мыло<br>Гидролиз ускоряется в присутствии катализаторов: кислот (обратимая реакция), щелочей (необратимая реакция) |
| Гидрогенизация | Жидкие жиры можно перевести в твердые путем реакции гидрогенизации:<br>$CH_2–O–CO–C_{17}H_{33}$              $CH_2–O–CO–C_{17}H_{35}$<br>\|                                   \|<br>$CH_2–O–CO–C_{17}H_{33} + 3H_2 \rightarrow CH–O–CO–C_{17}H_{35}$<br>\|                                   \|<br>$CH_2–O–CO–C_{17}H_{33}$              $CH_2–O–CO–C_{17}H_{35}$ |
| | Гидрогенизация жиров заключается в присоединении водорода по месту разрыва двойной связи в остатках непредельных жирных кислот. Реакцию ведут при 160–240 °С в присутствии катализаторов (металлический никель) под давлением водорода около 3 атм. |

## Углеводы

*Углеводы* — природные органические соединения, имеющие, как правило, общую формулу $C_mH_{2n}O_n$ ($C_m(H_2O)_n$), где *m* и *n* ≥ 3. Исключение составляют дезоксисахара, имеющие формулу $C_mH_{2n+2}O_n$.

**Классификация.** В зависимости от способности к гидролизу углеводы делят на:

1) моносахариды — углеводы, молекулы которых не подвергаются гидролизу;

2) олигосахариды — углеводы, из молекул которых при гидролизе образуется от 2 до 10 одинаковых или различных моносахаридов (ди-, трисахариды и т. д.);

3) полисахариды — углеводы, из молекул которых при гидролизе образуется от десятков до тысяч и выше одинаковых или различных моносахаридов.

**Моносахариды.** Углеводы, содержащие не менее трех атомов углерода, причем гидроксильные группы располагаются у соседних углеродных атомов. В зависимости от числа углеродных атомов в молекуле моносахариды делят на триозы ($C_3H_6O_3$), тетрозы ($C_4H_8O_4$), пентозы ($C_5H_{10}O_5$), гексозы ($C_6H_{12}O_6$), гептозы ($C_7H_{14}O_7$), октозы ($C_8H_{16}O_8$). Моносахариды — дифункциональные соединения, т. к. содержат несколько гидроксильных групп и одну карбонильную. В зависимости от природы карбонильной группы моносахариды делят на альдозы и кетозы.

**Изомерия моносахаридов.** Изомерия моносахаридов обусловлена:

1) наличием альдегидной или кетонной группы. Пример: гексоза существует в виде изомеров — альдогексозы (глюкоза) и кетогексозы (фруктоза);

2) наличием асимметрических атомов углерода (D- и L-формы);

3) существованием таутомерии (циклические и ациклические формы).

Циклические моносахариды по положению гидроксила делятся на α- и β-аномеры.

**Физические свойства.** Моносахариды — бесцветные кристаллические вещества, хорошо растворимые в воде, плохо — в органических растворителях. В растворах вращают поляризованный свет, сладкие на вкус.

Химические свойства. ***Реакции образования эфиров.*** Благодаря гидроксильным радикалам моносахариды способны образовывать простые и сложные эфиры.

***Реакция комплексообразования с гидроксидом меди (II).*** При взаимодействии гидроксида меди (II) с моносахаридами происходит растворение гидроксида меди и образуется комплексное соединение синего цвета.

***Окислительно-восстановительные реакции.*** При каталитическом гидрировании моносахаридов происходит восстановление карбонильной группы до гидроксила. Сильные окислители окисляют карбонильную группу и первичный спиртовой гидроксил моносахаридов, образуя при этом двухосновные кислоты. Окислительно-восстановительные реакции с оксидом серебра (I) и гидроксидом меди (II) используются как качественная реакция на альдозы и кетозы.

***Реакция брожения.*** Моносахариды способны расщепляться в зависимости от фермента-катализатора до этанола, масляной кислоты, молочной кислоты

и других веществ. Брожению подвергаются моносахариды с числом атомов углерода, кратным трем.

**Получение:**

1) выделение свободных моносахаридов, встречающихся в природе в овощах и фруктах;

2) гидролиз полисахаридов.

## Глюкоза

*Глюкоза* является одним из самых распространенных моносахаридов. Ее состав выражается формулой $C_6H_{12}O_6$.

**Строение молекулы.** Молекула глюкозы в линейной форме представляет собой альдегидоспирт с пятью гидроксильными группами. В кристаллах и водных растворах глюкоза может находиться в одной из циклических форм — α- или β-глюкоза.

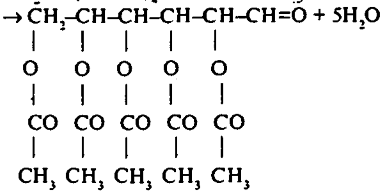
**Физические свойства.** Глюкоза — белое кристаллическое вещество, сладкое на вкус, хорошо растворимо в воде.

**Применение.** Глюкозу применяют при изготовлении лекарств и витаминных препаратов. Она используется в кондитерском производстве, в виноделии, в медицине, в текстильной промышленности (для пропитки некоторых тканей).

**Роль в природе.** Глюкоза широко распространена в растительном и животном мире. Она содержится в плодах и других частях растений. Около 0,1% глюкозы находится в крови человека и животных. Глюкоза необходима для питания и нормальной работы внутренних органов. Это важный источник энергии для организма. Глюкоза входит в состав важнейших природных дисахаридов (сахарозы и других) и полисахаридов (крахмал, целлюлоза).

### Химические свойства

| Реакции | Уравнения |
|---|---|
| Реакция «серебряного зеркала» | $CH_2OH(CHOH)_4{-}CH{=}O + Ag_2O \xrightarrow{t,\ NH_4OH}$<br>$\rightarrow CH_2OH(CHOH)_4{-}COOH + 2Ag\downarrow$<br>глюконовая кислота |
| Реакция с гидроксидом меди (II) | $CH_2OH(CHOH)_4{-}CH{=}O + Cu(OH)_2 \xrightarrow{t}$<br>$\rightarrow CH_2OH(CHOH)_4{-}COOH + Cu_2O\downarrow + H_2O$ |
| Восстановление | $CH_2OH(CHOH)_4{-}CH{=}O + [H] \rightarrow$<br>$\rightarrow CH_2OH(CHOH)_4{-}CH_2OH$ |
| Реакции за счет OH-групп:<br>а) с гидроксидом меди (II), качественная реакция на глюкозу: | $CH_2OH(CHOH)_4{-}CH{=}O + Cu(OH)_2 \rightarrow$<br>$\rightarrow CH_2OH{-}CH{-}CH{-}(CHOH)_3{-}CH{=}O + 2H_2O$<br>\| \|<br>O O<br>\ /<br>Cu<br>глюконат меди |

| Реакции | Уравнения |
|---|---|
| б) образование сложных эфиров | $CH_2OH(CHOH)_4{-}CH{=}O + 5CH_3COOH \xrightarrow{H^+}$  |
| Реакции брожения | а) спиртовое брожение: $C_6H_{12}O_6 \rightarrow 2C_2H_5OH + CO_2\uparrow$. Спиртовое брожение осуществляют дрожжи; б) молочнокислое брожение: $C_6H_{12}O_6 \rightarrow 2CH_3{-}CH(OH){-}COOH$. Реакция происходит в присутствии микроорганизмов; в) маслянокислое брожение: $C_6H_{12}O_6 \rightarrow CH_3{-}CH_2{-}CH_2{-}COOH + 2CO_2\uparrow + 2H_2\uparrow$. Реакция также происходит с участием ферментативных систем микроорганизмов |

## Сахароза

*Сахароза (свекловичный или тростниковый сахар)* — представитель группы дисахаридов. Эмпирическая формула сахарозы $C_{12}H_{22}O_{11}$.

**Физические свойства.** Сахароза — белое кристаллическое вещество, сладкое на вкус, хорошо растворимое в воде.

**Химические свойства.** Молекула сахарозы состоит из остатков глюкозы и фруктозы в их циклической форме; они соединены через атом кислорода. Важным химическим свойством сахарозы является способность подвергаться гидролизу при нагревании в присутствии ионов водорода. При этом из молекулы сахарозы образуется молекула глюкозы и молекула фруктозы:

$$\underset{\text{сахароза}}{C_{12}H_{22}O_{11}} + H_2O \rightarrow \underset{\text{глюкоза}}{C_6H_{12}O_6} + \underset{\text{фруктоза}}{C_6H_{12}O_6}$$

## Крахмал

*Крахмал* является природным полимером — представителем полисахаридов. Мономерами цепи крахмала являются остатки молекул циклической α-глюкозы. Молекулярная масса этого вещества точно не установлена, но известно, что она очень велика — порядка 100 000 — и для разных образцов может быть различна. Поэтому формулу крахмала изображают в виде $(C_6H_{10}O_5)_n$, где $n$ может иметь различные значения. Молекула крахмала может иметь линейную и разветвленную структуру.

**Физические свойства.** Крахмал — белый порошок, без вкуса, в холодной воде не растворим. В горячей воде набухает, образуя коллоидный раствор.

**Химические свойства:**

а) при взаимодействии крахмала с йодом появляется ярко-синее окрашивание. Эта реакция является качественной на присутствие крахмала;

б) при действии ферментов или при нагревании с кислотами крахмал подвергается гидролизу.

Суммарное уравнение реакции можно выразить так:

$$(C_6H_{10}O_5)_n \to nH_2O + nC_6H_{12}O_6.$$

Гидролиз крахмала обычно протекает ступенчато. Сначала образуется растворимый крахмал, затем декстрины, мальтоза и глюкоза.

**Применение.** Ферментативный гидролиз крахмала имеет промышленное значение в производстве этилового спирта из зерна и картофеля. Используя специальные культуры дрожжей и изменяя условия, можно направить брожение в сторону получения бутилового спирта, ацетона, молочной, лимонной и глюконовой кислот. Подвергая крахмал гидролизу кислотами, можно получить глюкозу в виде кристаллического препарата или патоки. Наибольшее значение крахмал имеет в качестве пищевого продукта.

**Роль в природе.** Крахмал образуется в зеленых частях растений в результате фотосинтеза. Он откладывается в клубнях и зернах и служит запасным питательным веществом. Например, в клубнях картофеля содержится до 20% крахмала, в зернах пшеницы — 70%, риса — более 80%.

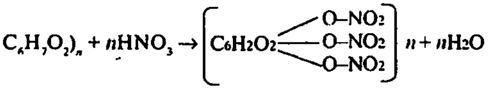
## Целлюлоза

*Целлюлоза* — наиболее распространенный природный полимер. Из него состоят в основном стенки растительных клеток. Состав целлюлозы выражается формулой $(C_6H_{10}O_5)_n$, причем n может достигать 40 000 и более. Молекулы целлюлозы имеют линейное строение, вследствие чего она легко образует волокна. Макромолекулы целлюлозы состоят из остатков β-глюкозы, которые связаны через первый и четвертый углеродные атомы.

**Физические свойства.** Чистая целлюлоза — белое твердое вещество, нерастворимое в воде и органических растворителях, но хорошо растворимое в аммиачном растворе гидроксида меди (II).

**Применение.** Целлюлоза используется в больших количествах при изготовлении тканей, пеньки, в бумажной промышленности. На основе целлюлозы производят оргстекло, пластмассы, кинопленку, лаки, эмали, взрывчатые вещества.

### Химические свойства

| | |
|---|---|
| Гидролиз | $(C_6H_{10}O_5)_n + nH_2O \to nC_6H_{12}O_6$. Реакция идет при высокой температуры в присутствии кислот |
| Горение | $(C_6H_{10}O_5)_n + 6nO_2 \to 6nCO_2 + 5nH_2O$ |
| Этерификация | При обработке целлюлозы смесью азотной и серной кислот образуются азотнокислые эфиры — моно-, ди- и тринитроцеллюлоза (моно-, ди- и тринитроклетчатка):  тринитроцеллюлоза |

# Азотсодержащие органические соединения

## *Амины*

*Амины* — прозводные аммиака, в которых один, два или три атома водорода замещены органическими радикалами. Общая формула предельных алифатических аминов — $C_nH_{2n+3}N$.

### Классификация

<table>
<tr><th colspan="4">В зависимости от числа радикалов</th></tr>
<tr><td>Первичные</td><td>Вторичные</td><td colspan="2">Третичные</td></tr>
<tr><td>R–N–H<br>|<br>H<br>первичный<br>амин</td><td>$R_1$–N–$R_2$<br>|<br>H<br>вторичный<br>амин</td><td colspan="2">$R_1$–N–$R_2$<br>|<br>$R_3$<br>третичный<br>амин</td></tr>
<tr><th colspan="4">В зависимости от природы радикалов</th></tr>
<tr><td>Алифатические (предельные и непредельные)</td><td>Циклические</td><td>Ароматические</td><td>Смешанные</td></tr>
</table>

**Номенклатура.** Названия аминов производят от названий радикалов, входящих в состав молекулы с добавлением слова «амин». Например:

$CH_3–NH_2$; метиламин

$CH_3–CH_2–NH_2$; этиламин

$CH_3–N–CH_2–CH_3$<br>
|<br>
$CH_3$<br>
диметилэтиламин

**Изомерия.** Изомерия аминов связана со строением углеродного скелета и положением аминогруппы. Первичные, вторичные и третичные амины, содержащие одинаковое число атомов углерода, изомерны между собой.

**Физические свойства.** Низшие амины — метиламин, диметиламин, триметиламин, этиламин — являются газами с запахом аммиака. Амины с большим числом атомов углерода — жидкости, а начиная с $C_{15}$– — твердые вещества. Первые представители ряда хорошо растворимы в воде, по мере роста углеродного скелета растворимость в воде уменьшается.

### Химические свойства

| Реакции | Уравнения |
|---|---|
| Реакции, характеризующие основные свойства | Являясь органическими производными аммиака, амины проявляют свойства оснований. Это обнаруживается по щелочной реакции водных растворов аминов:<br>$CH_3–NH_2 + H_2O \rightarrow [CИ_3NH_3]OH$<br>гидроксид метиламмония<br>Взаимодействуют с кислотами с образованием солей:<br>$CH_3–NH_2 + HCl \rightarrow [CH_3NH_3]Cl$<br>хлорид метиламмония |

| Реакции | Уравнения |
|---|---|
| Взаимодействие со щелочами | При действии щелочей на соли аминов выделяются амины: $[CH_3NH_3]Cl + NaOH \rightarrow CH_3{-}NH_2 + NaCl + H_2O$ |
| Горение | $4CH_3{-}NH_2 + 9O_2 \rightarrow 4CO_2 + 2N_2 + 10H_2O$ |
| Взаимодействие с азотистой кислотой | Первичные амины под действием азотистой кислоты превращаются в спирты: $RNH_2 + HNO_2 \rightarrow ROH + N_2\uparrow + H_2O$. Промежуточным соединением в этой реакции является неустойчивый ион диазония $[R{-}N{\equiv}N]^+$ |
| | Вторичные амины с азотистой кислотой дают N-нитрозамины — маслянистые жидкости со специфическим запахом: $R_2NH + HO{-}N{=}O \rightarrow R_2N{-}N{=}O + H_2O$. Третичные алифатические амины с азотистой кислотой не реагируют |

## Анилин

*Анилин* — простейший представитель ароматических аминов. Его молекулярная формула — $C_6H_5NH_2$.

**Физические свойства.** Анилин — бесцветная маслянистая жидкость со слабым запахом. В воде малорастворим, но хорошо растворяется в спирте, эфире, бензоле. Ядовит, на воздухе желтеет.

**Получение.**

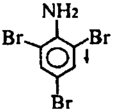
1. Восстановление нитробензола (реакция Зинина):

$$C_6H_5NO_2 + 3(NH_4)_2S \rightarrow C_6H_5NH_2 + 2H_2O + 3S + 6NH_3.$$

2. В настоящее время в промышленности анилин получают более перспективным способом — пропусканием смеси паров нитробензола и водорода над катализатором при 300 °С: $C_6H_5NO_2 + 3H_2 \rightarrow C_6H_5NH_2 + 2H_2O.$

**Применение.** Анилин используют, главным образом, для производства красителей. Кроме того, он служит исходным сырьем для синтеза лекарственных и взрывчатых веществ, анилиноформальдегидных смол.

## Химические свойства

| Реакции | Уравнения |
|---|---|
| Реакция с сильными кислотами | $C_6H_5NH_2 + HCl \rightarrow [C_6H_5NH_3]Cl$ хлорид фениламмония |
| Бромирование (качественная реакция) | $C_6H_5NH_2 + 3Br_2 \rightarrow 3HBr +$  2,4,6-триброманилин |
| Окисление | Анилин легко окисляется, взаимодействует с другими окислителями, образуя вещества разнообразной окраски. Например, при действии хлорной извести Ca(Cl)OCl на водный раствор анилина появляется интенсивное фиолетовое окрашивание. Это качественная реакция на анилин |

## *Аминокислоты*

*Аминокислоты* — органические соединения, в молекулах которых содержатся одновременно аминогруппа $NH_2$ и карбоксильная группа COOH.

### Классификация

| По количеству амино- и карбоксильных групп | | |
|---|---|---|
| 1 амино- и 1 карбоксильная группа | 2 амино- и 1 карбоксильные группы | 1 амино- и 2 карбоксильные группы |
| Моноаминомонокарбоновые кислоты | Диаминомонокарбоновые кислоты | Аминодикарбоновые кислоты |

**Номенклатура.** К названию соответствующей карбоновой кислоты добавляется приставка *амино-*. Аминокислоты, входящие в состав белков, имеют исторически сложившиеся названия. Например, аминопропионовая кислота иначе называется аланином, аминоуксусная — глицином.

**Изомерия.** Для аминокислот характерна изомерия углеродного скелета и изомерия положения аминогруппы. В зависимости от того, у которого по счету от карбоксила атома углерода находится аминогруппа, различают α-, β-, γ- и т. д. аминокислоты. Если аминогруппа находится у первого атома углерода, считая от карбоксильной группы, то это будет α -аминокислота.

**Физические свойства.** Аминокислоты — бесцветные, твердые кристаллические вещества. Нелетучи, плавятся при высоких температурах. Большинство из них хорошо растворимо в воде и плохо — в органических растворителях.

**Химические свойства.** Аминокислоты представляют собой амфотерные органические соединения. Они взаимодействуют:

а) с кислотами:

$H_2N–CH_2–COOH + HCl \rightarrow HCl \cdot H_2N–CH_2–COOH$;
глицин — хлороводородная соль глицина

б) с основаниями:

$H_2N–CH_2–COOH + NaOH \rightarrow H_2N–CH_2–COONa + H_2O$.
натриевая соль глицина

В кислой среде аминокислоты реагируют как основания (в форме катиона), а в щелочной среде — как кислоты (в виде аниона):

в) со спиртами с образованием сложных эфиров:

$$H_2N–CH_2–COOH + C_2H_5OH \xrightarrow{H^+} H_2N–CH_2–CO–O–C_2H_5;$$

г) Аминокислоты могут взаимодействовать друг с другом, образуя пептиды:

$$H_2N–CH_2–CO\boxed{OH + H}–NH–CH_2–COOH \rightarrow$$
$$\rightarrow H_2N–CH_2–CO–NH–CH_2–COOH + 2H_2O.$$
дипептид

**Особенности строения.** Карбоксильная группа аминокислоты отщепляет ион водорода, который присоединяется к аминогруппе той же молекулы. В результате образуется внутренняя соль, а в растворе нет избытка ионов водорода или гидроксила. Поэтому аминокислоты существуют в виде внутренних солей или биполярных ионов: $H_3N^+–CH_2–COO^-$.

| | |
|---|---|
| Альфа-аминокислоты | α-аминокислоты широко распространены в природе, так как являются составными частями молекул белков. Из белков путем гидролиза выделено 22 α-аминокислоты. Состав аминокислот, образующих белки, выражается формулой: $H_2N{-}\underset{\displaystyle R}{\underset{\vert}{CH}}{-}COOH$, где *R* — радикал, который может содержать различные функциональные группы (–OH, –СООП, –SH, –$NH_2$) |
| Незаменимые аминокислоты | Не образуются в человеческом организме, поступают с пищей. Суточная потребность в незаменимых аминокислотах составляет от 1 до 4–5 г. К незаменимым аминокислотам относятся: гистидин, лизин, триптофан, фенилаланин, лейцин, изолейцин, треонин, метионин и валин |

## Пептиды и белки

***Пептиды*** — продукты конденсации двух или более молекул аминокислот. Соединение, состоящее их двух молекул аминокислот называется дипептидом, из трех — трипептидом и т. д.

***Полипептид*** — пептид, состоящий из многих аминокислотных остатков.

***Белки*** — природные высокомолекулярные азотсодержащие органические соединения.

**Классификация.** По химическому составу белки делятся па две группы: а) протеины (при гидролизе они распадаются только на аминокислоты); б) протеиды или сложные белки. При гидролизе распадаются на аминокислоты и вещества небелковой природы. Это могут быть углеводы, нуклеиновые кислоты, комплексно связанные металлы, липиды (вещества, родственные жирам)

**Уровни организации белковой молекулы.** ***Первичная структура*** — последовательность аминокислотных остатков в полипептидной цепи.

***Вторичная структура*** — форма полипептидной цепи в пространстве. Одной из моделей вторичной структуры белка является α-спираль, в которой полипептидную цепь надо представлять себе в виде нити, как бы обвивающей поверхность цилиндра. Устойчивость α-спирали обеспечивается водородными связями между группами NH и CO. Другая структура — β-форма, которая представляет собой «жгут» из полипептидных цепей, поперечно связанных между собой водородными связями.

***Третичная структура*** — трехмерная конфигурация, которую принимает в пространстве закрученная спираль полипептидной цепи. Третичная структура стабилизируется водородными связями, дисульфидными (–S–S–) мостиками между остатками аминокислоты цистеина, ионными взаимодействиями противоположно заряженных групп. Кроме того, в поддержании третичной структуры белковой молекулы принимают участие «гидрофобные взаимодействия» — стремление белковой молекулы свернуться так, чтобы внутри ее оказались углеводородные остатки, а внешний слой составляли функциональные группы, взаимодействующие с полярными молекулами воды, т. е. группы, обладающие гидрофильными свойствами.

Третичная структура определяет специфичность белковой молекулы, ее биологическую активность.

***Четвертичная структура.*** Некоторые белки состоят не из одной, а из нескольких полипептидных цепей — субъединиц. Четвертичная структура образуется при объединении субъединиц в единое целое. Субъединицы удерживаются вместе за счет тех же связей и взаимодействий, которые формируют третичную структуру белка. Примерами белков, обладающими четвертичной структурой, являются гемоглобин и многие ферменты.

**Физические свойства.** Физические свойства белков очень разнообразны и определяются их строением. По физическим свойствам белки делят на два основных класса: глобулярные белки, которые растворяются в воде или образуют коллоидные растворы, и фибриллярные белки, нерастворимые в воде.

**Химические свойства:**

1. Гидролиз белков — разрушение первичной структуры полипептидной цепи в кислой или щелочной среде с образованием свободных аминокислот.

2. Качественные реакции на белки:

а) биуретовая реакция — фиолетовое окрашивание при действии солей меди (II) в щелочном растворе. Биуретовую реакцию дают все соединения, содержащие пептидную связь;

б) ксантопротеиновая реакция — появление желтого окрашивания при действии концентрированной азотной кислоты на белки, содержащие остатки ароматических аминокислот (фенилаланина, тирозина).

**Биологическая роль.** Белки играют первостепенную роль во всех жизненных процессах, являются носителями жизни.

1. Все химические реакции в организме протекают с участием ферментов — катализаторов белковой природы.

2. Некоторые белки выполняют транспортные функции, перенося молекулы или ионы к местам накопления или синтеза. Пример — гемоглобин крови, переносящий кислород к тканям.

3. Белки — строительный материал клеток. Из них построены опорные, мышечные, покровные ткани.

4. Белки играют важную роль в иммунной системе организма. Белки-антитела способны распознавать и связывать чужеродные белки — бактерии, вирусы.

5. Белки-рецепторы воспринимают и передают сигналы, поступающие от соседних клеток или из окружающей среды. Пример — зрительные рецепторы (родопсин).

6. Гормоны, которые также являются белками, выполняют в организме регуляторную функцию.

7. Белки — важнейшая необходимая составная часть пищи.

## Общие понятия химии высокомолекулярных соединений

***Полимеры (высокомолекулярные соединения, ВМС)*** — соединения с большими молекулярными массами (порядка тысяч и миллионов), молекулы которых построены из множества повторяющихся группировок, имеющих одинаковое строение.

***Мономер*** — низкомолекулярное вещество, из которого в результате реакции полимеризации или поликонденсации получают полимер.

***Степень полимеризации*** — число мономерных звеньев, образующих макромолекулу.

***Структурное (элементарное) звено*** — повторяющийся участок структуры молекулы полимера. Например, в структуре политетрафторэтилена (тефлона) $(-CF_2-CF_2-)_n$, получающегося полимеризацией тетрафторэтилена $CF_2=CF_2$, в качестве структурного звена рассматривают группу $-CF_2-CF_2-$.

**Классификация.** ***Линейные полимеры.*** Макромолекулы линейных полимеров не имеют разветвлений, поэтому способны плотно упаковываться при затвердевании вещества. Материалы из линейных полимеров прочны на разрыв, имеют высокую температуру плавления и плотность. Из них изготавливают волокна и пленки. Пример таких полимеров — полиэтилен низкого давления.

***Разветвленные полимеры.*** Макромолекулы имеют короткие боковые разветвления, поэтому упаковываются более разреженно. Материалы из них имеют более низкую прочность, плотность и температуру плавления. Пример — полиэтилен высокого давления.

***Сетчатые (сшитые) полимеры.*** Твердые хрупкие вещества. Не способны плавиться без разложения, растворяться и образовывать волокна. Пример — фенолформальдегидная смола.

Свойства. Большой размер молекул приводит к появлению у полимеров специфических свойств. Например:

1) полная энергия вандерваальсова взаимодействия между молекулами полимера, как правило, превышает прочность отдельных химических связей в молекулах, из-за чего они при нагревании разлагаются до кипения (а иногда и до плавления);

2) к ним неприменим закон постоянства состава, т. к. неизбежные колебания состава молекул на одно, десять, сто... звеньев практически не влияют на свойства;

3) растворы полимеров в обычных растворителях по многим свойствам (рассеянию света и др.) ближе к коллоидным растворам, чем к растворам низкомолекулярных веществ.

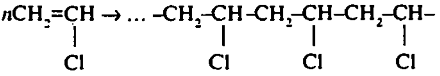
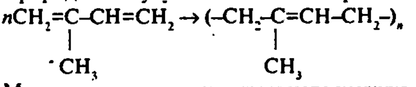
**Получение.** К образованию высокомолекулярных соединений приводят два процесса:

а) реакция полимеризации;

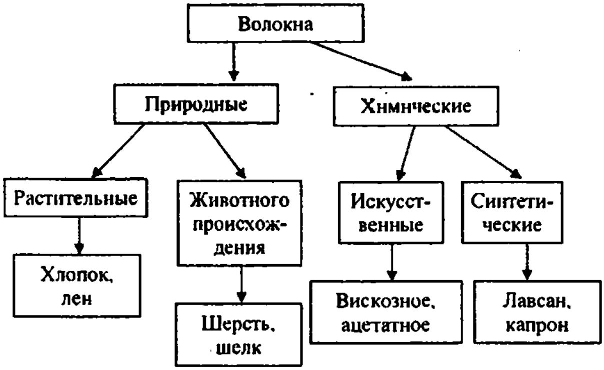
б) реакция поликонденсации.

## *Полимеры*

| | |
|---|---|
| Пластмассы | Материалы на основе полимеров, способные изменять свою форму при нагревании и сохранять новую форму после охлаждения |
| Полиэтилен | Предельный углеводород с молекулярной массой от 10 000 до 400 000. Бесцветный полупрозрачный, воскообразный, но твердый материал с температурой плавления 110–125°. Обладает высокой химической стойкостью и водонепроницаемостью, малой газонепроницаемостью. Существует полиэтилен высокого, среднего и низкого давления |

| | |
|---|---|
| Поливинилхлорид (полихлорвинил | Получается полимеризацией винилхлорида:<br><br>Поливинилхлорид — эластичная масса, стойкая к действию кислот и щелочей<br>Широко используется в химической промышленности для футеровки (облицовки) труб и сосудов. Применяется для изоляции электрических проводов, изготовления искусственной кожи, линолеума, клеенок |
| Полипропилен $(–CH_2–CH(CH_3)–)_n$ | Получают полимеризацией пропилена под давлением в присутствии металлоорганических катализаторов. По свойствам похож на полиэтилен, но отличается более высокой температурой размягчения. Полипропилен используют для изготовления изоляции, труб, канатов, деталей машин |
| ***Каучуки*** — продукты полимеризации диенов и их производных. | |
| Природный или натуральный каучук | Представляет собой непредельный углеводород, молекулы которого содержат большое количество двойных связей. Его состав может быть выражен формулой $(C_5H_8)_n$, где величина $n$ составляет от 1000 до 3000. Природный каучук является полимером изопрена:<br><br>Молекулярная масса натурального каучука составляет в среднем 100 000–150 000. Каучук нерастворим в воде, но хорошо растворяется в сероуглероде, хлороформе, бензине |
| Синтетический каучук | Исходным материалом для производства синтетического каучука служит непредельный углеводород бутадиен, или дивинил, который полимеризуется подобно изопрену:<br>$nCH_2=CH–CH=CH_2 \rightarrow (–CH_2–CH=CH–CH_2–)_n$<br>Катализатором служит металлический натрий.<br>Синтетический каучук представляет собой смесь молекул различной степени полимеризации. Их молекулярная масса изменяется в широких пределах — от 10 000 до 90 000. Средняя молекулярная масса каучука составляет 200 000 |
| Модифицирванные каучуки | Получают ири совместной полимеризации двух разных мономеров. Например, бутадиен-стирольные каучуки получают при совместной полимеризации бутадиена-1,3 и стирола $C_6H_5–CH=CH_2$ |

## *Волокна и их классификация*




| | |
|---|---|
| Природные (натуральные) волокна | Волокна, образующиеся в растениях (хлопковое, льняное и т. д.) или из выделений живых организмов (шелк, шерсть) |
| Искусственные волокна | Волокна, полученные химической модификацией природных материалов. К волокнам этого типа относятся ацетатный шелк и вискоза |
| Синтетические волокна | Синтетические волокна получают из специально синтезированных полимерных материалов. Они превосходят природные по прочности и износостойкости, легче окрашиваются. Их недостаток — электризуемость и малая гигроскопичность. Примерами синтетических волокон могут служить волокна из различных смол, полученых путем полимеризации (хлорин, нитрон) или поликонденсации (лавсан, капрон) |

# Список литературы

1. *Глинка Н.Л.* Общая химия. — Л.: Химия, 1983. — 704 с.

2. *Еремина Е.А.* Справочник школьника по химии. — М.: ОНИКС 21 век; Мир и Образование. 2002. — 624 с.

3. *Копылова Н.А.* Химия для школьников: Экзаменационные вопросы и ответы : пособие для школьников и абитуриентов. — Мн.: Современное слово, 2002. — 128 с.

4. *Кузьменко Н.Е.* Краткий курс химии : пособие для поступающих в вузы / Н.Е. Кузьменко, В.В. Еремин, В.А. Попков. — М.: Высш. шк., 2002. — 415 с.

5. *Хомченко Г.П.* Пособие по химии для поступающих в вузы. — М.: Новая волна, 2002. — 480 с.

# Содержание

**Общая химия** ... 3
Атомно-молекулярное учение. Основные законы химии ... 3
Основы теории строения атома ... 4
Периодический закон Д.И. Менделеева ... 6
Химическая связь ... 7
Скорость химических реакций ... 12
Энергия активации. Тепловой эффект химических реакций ... 12
Катализ и катализаторы ... 13
Растворы ... 14
Растворимость ... 14
Электролитическая диссоциация ... 15

**Неорганическая химия** ... 17
Классификация неорганических соединений ... 17
Оксиды ... 18
Основания ... 19
Кислоты ... 21
Соли ... 23
Металлы ... 26
Элементы главной подгруппы II группы ... 30
Элементы главной подгруппы III группы ... 32
Металлы побочных подгрупп ... 34
Водород ... 37
Галогены ... 38
Элементы главной подгруппы VI группы периодической системы ... 40
Элементы главной подгруппы V группы периодической системы ... 44
Элементы главной подгруппы IV группы периодической системы ... 50

**Органическая химия** ... 54
Теория химического строения органических соединений А.М. Бутлерова ... 54
Предельные углеводороды (алканы) ... 57
Непредельные углеводороды (алкены) ... 59
Диеновые углеводороды ... 61
Алкины ... 61
Арены (ароматические углеводороды) ... 64
Природные источники углеводородов: нефть, природные и попутные нефтяные газы ... 66
Кислородсодержащие органические соединения ... 67
Азотсодержащие органические соединения ... 85
Общие понятия химии высокомолекулярных соединений ... 89
Список литературы ... 94